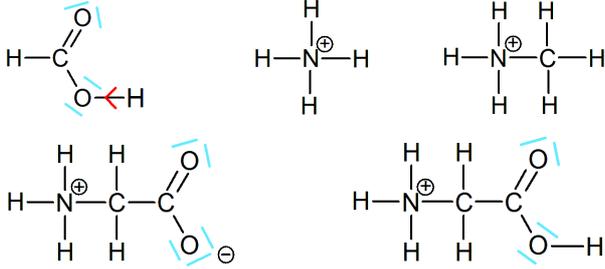
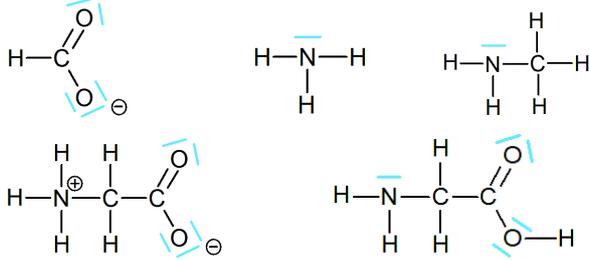


Bilan

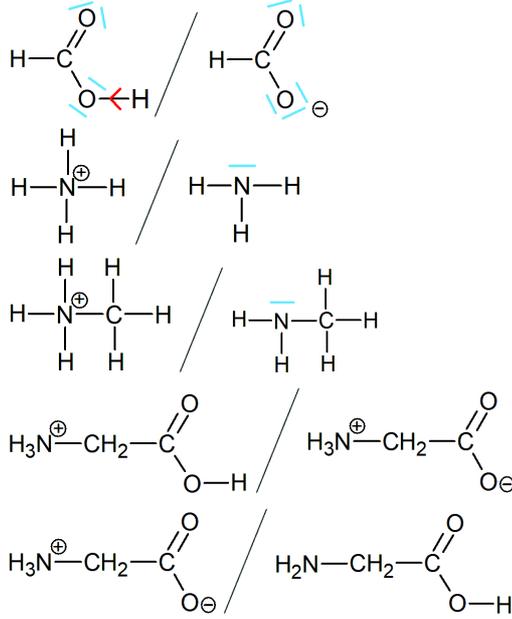
• Acides :



Bases :



• Couples :



- Tous les acides possèdent une liaison polarisée avec un atome d'hydrogène lié à un atome plus électronégatif susceptible de casser en libérant un ion hydrogène.
- Toutes les bases possèdent un doublet non liant susceptible d'interagir avec la lacune électronique d'un ion hydrogène.

Exercices

Exercices 1 à 24 corrigés à la fin du manuel de l'élève.

Exercices 25 et 26 corrigés dans le manuel de l'élève.

27 a. Un acide de Brønsted est susceptible de libérer un ion hydrogène.

Acide de Brønsted	Base conjuguée
HNO_2	NO_2^- car $\text{HNO}_2 = \text{NO}_2^- + \text{H}^+$
H_3O^+	H_2O car $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
HSO_4^-	SO_4^{2-} car $\text{HSO}_4^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$
HPO_4^{2-}	PO_4^{3-} car $\text{HPO}_4^{2-} = \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+$
H_2O	HO^- car $\text{H}_2\text{O} = \text{HO}^- + \text{H}^+$
NH_4^+	NH_3 car $\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$

b. Une base de Brønsted est susceptible de capter un ion hydrogène.

Base de Brønsted	Acide conjugué
NO_3^-	HNO_3 car $\text{NO}_3^- + \text{H}^+ = \text{HNO}_3$
HSO_4^-	H_2SO_4 car $\text{HSO}_4^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{SO}_4$
HPO_4^{2-}	H_2PO_4^- car $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{PO}_4^-$
H_2O	H_3O^+ car $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ = \text{H}_3\text{O}^+$
HO^-	H_2O car $\text{HO}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$

c. Une espèce amphotère est une espèce pouvant se comporter comme un acide ou comme une base. C'est le cas de HSO_4^- , HPO_4^{2-} et H_2O .

28 Un acide de Brønsted est susceptible de libérer un ion hydrogène. Or on peut écrire : $\text{HSO}_4^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$ donc la forme acide est HSO_4^- , tandis que la forme basique est SO_4^{2-} : le couple est $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$.

29 a. L'acide caprique a pour formule semi-développée $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{COOH}$.

b. Un acide de Brønsted est susceptible de libérer un ion hydrogène. C'est bien le cas de l'acide caprique : $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{COOH} = \text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{COO}^- + \text{H}^+$

c. Cet acide appartient donc au couple : $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{COOH}/\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{COO}^-$.

30 $\text{CH}_3-\text{NH}_3^+/\text{CH}_3-\text{NH}_2$ $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$
 $\text{CH}_3-\text{COOH}/\text{CH}_3-\text{COO}^-$ $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$
 $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$

31 a. L'ion ammonium NH_4^+ et l'ion amidure NH_2^- ne forment pas un couple acide-base car NH_4^+ est l'acide conjugué de NH_3 et NH_2^- est la base conjuguée de NH_3 .

b. L'ion lactate, base conjuguée de l'acide lactique $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$, a pour formule brute $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$ car en captant un ion hydrogène, il donne de l'acide lactique.

c. L'acide hypochloreux HClO est bien l'acide conjugué de l'ion hypochlorite ClO^- car en cédant un ion hydrogène, il donne l'ion hypochlorite.

d. L'acide benzoïque $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$ appartient au couple $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2/\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$ car on indique d'abord la formule de la forme acide.

e. Ce sont les couples $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ qui interviennent.

f. HPO_4^{2-} est une base de Brønsted qui capte un ion hydrogène cédé par l'acide H_3O^+ . Ce faisant, ils forment leurs espèces conjuguées donc les couples mis en jeu sont bien ceux indiqués.

- 32** 1. a. $C_4H_8O_2/C_4H_7O_2^-$ et H_3O^+/H_2O
 b. NH_4^+/NH_3 et H_2O/HO^-
 c. $C_4H_8O_2/C_4H_7O_2^-$ et H_2O/HO^-
 d. H_2CO_3/HCO_3^- et CH_2O_2/CHO_2^-
 e. HCO_3^-/CO_3^{2-} et CH_2O_2/CHO_2^-
 2. Une espèce est amphotère si elle se comporte comme un acide et comme une base de Brønsted. C'est le cas de H_2O et HCO_3^- ci-dessus.

- 33** a. H_2CO_3/HCO_3^- et HCO_3^-/CO_3^{2-}
 car $HCO_3^- = CO_3^{2-} + H^+$ et $HCO_3^- + H^+ = H_2CO_3$
 b. Une espèce amphotère est susceptible de se comporter comme un acide ou comme une base de Brønsted. Il est donc capable de céder et d'accepter un ion hydrogène. C'est le cas pour cet ion d'après ce qui précède.
 c. L'acide éthanoïque étant un acide de Brønsted, cet ion se comporterait comme une base.
 $CH_3-COOH_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)} \rightarrow CH_3-COO^-_{(aq)} + H_2CO_{3(aq)}$
 d. L'ammoniac étant une base de Brønsted, cet ion se comporterait comme un acide.
 $NH_3_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)} \rightarrow NH_4^+_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)}$

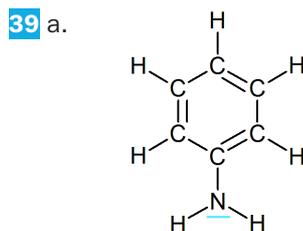
Exercice 34 corrigé à la fin du manuel de l'élève.

- 35** a. Le changement de couleur de la solution indique qu'une transformation chimique a lieu.
 b. $CH_3-NH_2_{(aq)} + AH_{(aq)} \rightarrow CH_3-NH_3^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$
 c. Un ion hydrogène a été transféré au cours de cette transformation. Le réactif qui l'a capté est $CH_3-NH_2_{(aq)}$ et c'est donc une base de Brønsted.
 d. $CH_3-NH_2_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightarrow CH_3-NH_3^+_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
 $A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightarrow AH_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
 La forme rose $A^-_{(aq)}$ est donc consommée, si bien que la couleur rose disparaît si $H_3O^+_{(aq)}$ est en excès.

- 36** a. $C_3H_5O_2^- + H_3O^+ \rightarrow C_3H_6O_2 + H_2O$
 b. $C_3H_6O_2 + HO^- \rightarrow C_3H_5O_2^- + H_2O$
 c. $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow HSO_4^- + H_3O^+$
 d. $HSO_4^- + HO^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$
 e. $HSO_4^- + H_3O^+ \rightarrow H_2SO_4 + H_2O$
 f. $SO_4^{2-} + H_2O \rightarrow HSO_4^- + HO^-$

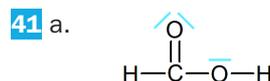
- 37** a. La base conjuguée de l'acide ascorbique capte un ion hydrogène pour le former :
 $C_6H_7O_6^- + H^+ = C_6H_8O_6$
 donc l'acide ascorbique a pour formule brute $C_6H_8O_6$.
 b. $C_6H_8O_6 + H_2O \rightarrow C_6H_7O_6^- + H_3O^+$
 c. $C_6H_7O_6^- + H_2O \rightarrow C_6H_8O_6 + HO^-$

Exercice 38 corrigé à la fin du manuel de l'élève.



- b. Une base de Brønsted est susceptible de capter un ion hydrogène. Le doublet non liant de l'atome d'azote est en effet susceptible de venir combler la lacune électronique de l'ion hydrogène.
 c. $C_6H_5-NH_2 + H_2O \rightarrow C_6H_5-NH_3^+ + HO^-$
 d. $C_6H_5-NH_3^+/C_6H_5-NH_2$

- 40** a. L'ion hydrogène a été échangé ici en étant cédé par NH_2SO_3H et capté par CO_3^{2-} . On a donc affaire à une réaction acido-basique.
 b. NH_2SO_3H cède un ion hydrogène donc il s'agit d'un acide de Brønsted, tandis que CO_3^{2-} capte cet ion, donc c'est une base de Brønsted. Ils appartiennent aux couples $NH_2SO_3H/NH_2SO_3^-$ et HCO_3^-/CO_3^{2-} .
 c. $HCO_3^-_{(aq)}$ a un caractère amphotère car c'est à la fois un acide et une base de Brønsted :
 $HCO_3^- = CO_3^{2-} + H^+$ et $HCO_3^- + H^+ = H_2CO_3$
 d. Lors de l'utilisation de ce détartrant, on peut parfois observer un dégagement de dioxyde de carbone. En présence d'un excès de détartrant, HCO_3^- peut à son tour réagir avec NH_2SO_3H pour former H_2CO_3 , c'est-à-dire du dioxyde de carbone dissous.
 $NH_2SO_3H_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)} \rightarrow NH_2SO_3^-_{(aq)} + H_2CO_{3(aq)}$



- b. L'acide formique est un acide selon la théorie de Brønsted car il est susceptible de libérer un ion hydrogène : $HCOOH = HCOO^- + H^+$
 La liaison qui se rompt et qui peut être associée à ce caractère acide est la liaison polarisée O-H : O est plus électronégatif que H et peut donc emporter les électrons avec lui lors de la rupture, libérant ainsi H^+ .
 c. Les couples mis en jeu sont : $HCOOH/HCOO^-$ et H_3O^+/H_2O
 donc l'équation de la réaction chimique à l'origine des brûlures est : $HCOOH + H_2O \rightarrow HCOO^- + H_3O^+$

Exercice 42 corrigé à la fin du manuel de l'élève.

- 43** 1. a. L'acide éthanoïque appartient au couple CH_3COOH/CH_3COO^- .
 b. Le volume de vinaigre est $V_{vin} = \frac{m_{vin}}{\rho_{vin}} = 100 \text{ mL}$.
 c. La concentration en acide éthanoïque est :

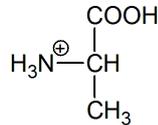
$$c = \frac{m}{V_{vin}} = 1,5 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

 2. a. $CH_3COOH_{(aq)} + NH_3_{(aq)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + NH_4^+_{(aq)}$
 b. On introduit une quantité de matière d'acide éthanoïque $n = cV = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
 Or, ici, les nombres stœchiométriques sont égaux si bien que le réactif limitant est celui qui est introduit en plus petite quantité donc il s'agit de l'acide éthanoïque ($n < n'$).

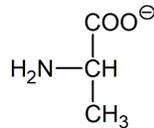
- 44** a. L'acide lactique forme l'ion lactate en cédant un ion hydrogène donc l'ion lactate a pour formule brute $C_3H_5O_3^-$.
 $C_3H_6O_3 = C_3H_5O_3^- + H^+$
 b. Le lactate de potassium a pour formule $C_3H_5O_3K_{(s)}$.

c. On veut une quantité de matière d'acide lactique $n = \frac{m_a}{M_{C_3H_6O_3}}$ et une quantité de matière identique de lactate de potassium, donc une masse de lactate de potassium : $m_b = nM_{C_3H_5O_3K} = m_a \frac{M_{C_3H_5O_3K}}{M_{C_3H_6O_3}} = 6,9 \text{ g}$

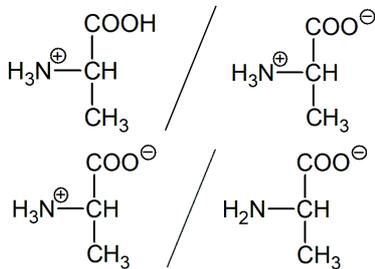
45 a. Le zwitterion forme son acide conjugué en captant un ion hydrogène.



b. Le zwitterion forme sa base conjuguée en cédant un ion hydrogène.



c. Les couples acide-base qui peuvent être formés avec les différentes formes de l'alanine sont :



d. Le zwitterion est à la fois un acide et une base de Brønsted, c'est une espèce amphotère.

46 a. On veut 100 mL d'une solution diluée dix fois, donc il faut en prélever 10 mL. On verse dans un bécher de la solution commerciale. On prélève 10,0 mL de cette solution à l'aide d'une pipette jaugée de 10 mL, puis on les verse dans une fiole jaugée de 100 mL. On ajoute de l'eau distillée jusqu'aux trois quarts de la fiole. On bouche et on homogénéise. Enfin, on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, en s'aidant éventuellement d'une pipette simple. On bouche et on homogénéise.



c. Les nombres stœchiométriques pour les deux réactifs sont égaux donc les quantités de matière apportées des réactifs doivent être égales pour être introduites dans les proportions stœchiométriques.

d. La quantité de matière d'ions hydroxyde apportée est $n = c_b V_b$.

La quantité de matière d'acide salicylique initialement présente est identique, donc sa concentration est :

$$c_a = \frac{n}{V_a} = \frac{c_b V_b}{V_a} = 5,9 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La solution commerciale a donc la concentration $c = 10c_a = 0,59 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

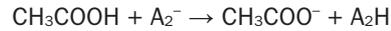
e. Dans un volume V_0 de solution commerciale, on a donc une masse $m_a = cV_0M$ d'acide salicylique, alors que la masse de solution est $m = \rho V_0$. Par conséquent, le pourcentage massique d'acide salicylique de la solution commerciale est :

$$\frac{m_a}{m} = \frac{cM}{\rho} = 2,0 \% < 3 \% \text{ donc la solution est commercialisable.}$$

47 1. $\text{A}_1\text{H} = \text{A}_1^- + \text{H}^+$

Il appartient au couple $\text{A}_1\text{H}/\text{A}_1^-$.

2. a. Le changement de couleur du bleu de bromophénol lors de la fabrication de l'éluant montre qu'une transformation chimique a eu lieu, formant la forme acide du bleu de bromophénol.



b. Lors du séchage de la plaque de chromatographie, l'acide éthanoïque s'évapore et la forme basique bleue du bleu de bromophénol peut se reformer. Les taches restent jaunes car elles contiennent des acides qui ont réagi avec la forme basique du bleu de bromophénol pour former A_2H , jaune.

c. Le dépôt de vesou donne plusieurs taches, ce qui montre que le vesou est un mélange. Par ailleurs, il donne une tache à la même hauteur que celle de l'acide glycolique. Il contient donc de l'acide glycolique.

3. Il faut mesurer précisément la masse d'un volume connu de cette solution.

Placer une fiole jaugée de 1,000 L sur la balance, faire la tare.

Introduire la solution dans la fiole jusqu'au trait de jauge, ainsi $V_0 = 1,000 \text{ L} = 1\,000 \text{ mL}$.

Mesurer la masse m_0 de la solution.

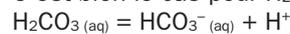
Calculer la masse volumique $\rho = \frac{m_0}{V_0}$.

4. La masse d'acide glycolique vaut $0,001m$ et

s'écrit ρV , donc $m = \frac{\rho V}{0,001} = 1 \text{ kg}$ (avec le nombre de chiffres significatifs imposé par la teneur en masse).

48 1. Un acide de Brønsted est susceptible de céder un ion hydrogène.

C'est bien le cas pour $\text{H}_2\text{CO}_3_{(\text{aq})}$:



Sa base conjuguée est donc $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$.

$\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ présente un caractère amphotère car c'est à la fois une base de Brønsted, d'après ce qui précède, et un acide : $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} = \text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})} + \text{H}^+$

2. a. La réaction entre le dioxyde de carbone et l'eau est une réaction acide-base car :

- elle provoque une variation de pH du système ;
- elle fait intervenir un transfert d'ion hydrogène entre $\text{H}_2\text{CO}_3_{(\text{aq})}$ qui le cède et H_2O qui le capte.

b. Les couples mis en jeu dans cette réaction sont :



c. $\text{H}_2\text{CO}_3_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

Av.	Quantité de matière...	...de $\text{H}_2\text{CO}_3_{(\text{aq})}$...de H_2O	...de $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$...de $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
0	..apportée à l'état initial	cV	solvant	0	0
x	...en cours de réaction	$cV - x$	solvant	x	x
x_f	..présente à l'état final	$cV - x_f$	solvant	x_f	x_f

Si la réaction était totale, la quantité de matière finale de $\text{H}_2\text{CO}_3_{(\text{aq})}$ serait nulle et l'avancement maximal x_{max} serait tel que $x_{\text{max}} = cV$.

Ici, on a donc : $x_f = [\text{HCO}_3^-]_f \times V < x_{\text{max}} = cV$

La réaction n'est pas totale.

3. D'après les nombres stœchiométriques des équations précédentes, pour consommer simultanément HO^- (aq) et CO_3^{2-} (aq), puis HCO_3^- (aq) (qui a été formé en quantité de matière égale à celle apportée en CO_3^{2-} (aq)), il faut que :

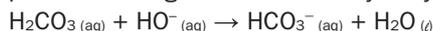
$$c_a V_{a1} = (c_1 + c_2) V_b \quad \text{et} \quad c_2 V_b = c_a V_{a2}$$

$$\text{Donc, d'une part : } c_2 = \frac{c_a V_{a2}}{V_b} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

et d'autre part :

$$c_1 = \frac{c_a V_{a1}}{V_b} - c_2 = \frac{c_a (V_{a1} - V_{a2})}{V_b} = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

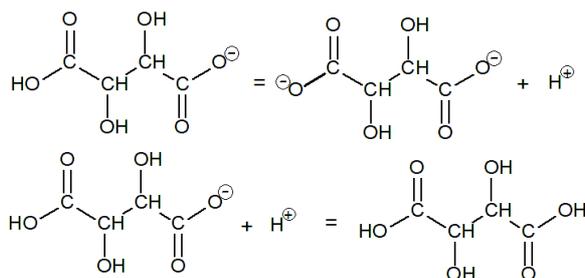
4. Le dioxyde de carbone diffusant dans les pores du béton s'y dissout pour former l'acide carbonique qui peut alors réagir avec les ions hydroxyde du béton :



Cette réaction entraîne une diminution de la quantité de matière d'ions hydroxyde dans le béton, ce qui peut être mis en évidence par une atténuation, voire une disparition de la couleur rose de la phénolphaléine lors d'un test.

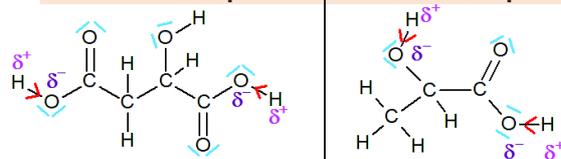
Exercice 49 corrigé à l'adresse hatier-clic.fr/pct050

50 1.1. L'ion bitartrate présente un caractère amphotère car il est à la fois un acide et une base de Brønsted :



1.2. En abaissant la température des vins, les vignerons provoquent la précipitation du tartre car la solubilité de celui-ci dans l'eau décroît quand la température diminue. Ainsi, ils peuvent l'éliminer par filtration avant la mise en bouteille.

2.1.



Ils pourraient céder des ions hydrogène H^+ .

2.2. L'acide malique est noté AH_2 car il possède deux liaisons O-H susceptibles de se rompre en libérant deux ions hydrogène. L'acide lactique est noté A'H car il possède une liaison O-H qui libérerait un ion hydrogène en se cassant. De telles espèces sont donc des acides de Brønsted.

2.3. On parle parfois de désacidification résultant de la fermentation malolactique car on passe d'une espèce susceptible de libérer deux ions hydrogène à une autre qui ne peut en libérer qu'un.

2.4. D'après les nombres stœchiométriques de l'équation, si la fermentation malolactique est totale, la quantité de matière finale de l'acide lactique devrait être égale à la quantité de matière apportée en acide malique.

La quantité de matière n_1 apportée en acide malique

$$\text{est } n_1 = \frac{C_{m1} V_1}{M_{\text{mal}}} = 2,2 \times 10^2 \text{ mol.}$$

La quantité de matière n_2 formée en acide lactique

$$\text{est } n_2 = \frac{m_2}{M_{\text{lac}}} = 2,2 \times 10^2 \text{ mol.}$$

Il s'agit donc bien d'une transformation totale.

3.1. Acide éthanóïque :

Formule semi-développée	Formule brute
	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

3.2. Deux ions hydrogène sont susceptibles d'être libérés par molécule de H_2SO_4 contre un seul par molécule d'acide acétique.

3.3. Soit c_{sulf} la concentration en quantité de matière apportée en H_2SO_4 correspondant à $C_{m,\text{sulf}} = 0,9 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

$$\text{Elle vaut } c_{\text{sulf}} = \frac{C_{m,\text{sulf}}}{M_{\text{sulf}}} = 9,2 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

donc la concentration apportée en H^+ est :

$$2c_{\text{sulf}} = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Soit $c_{\text{acét}}$ la concentration en quantité de matière

apportée en H_2SO_4 correspondant à $C_{m,\text{acér}} = 1,1 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

$$\text{Elle vaut } c_{\text{acét}} = \frac{C_{m,\text{acét}}}{M_{\text{acét}}} = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

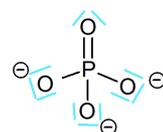
donc la concentration apportée en H^+ est :

$$c_{\text{acét}} = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

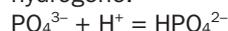
L'équivalence est donc bien vérifiée.

51 1.1. Le phosphate de calcium solide est neutre donc il faut combiner 3 ions calcium avec 2 ions phosphate : $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ (s)}$.

1.2. L'oxygène possède deux doublets liants et deux non liants. Le schéma de Lewis de cet anion est donc :



1.3. Cet anion est une base de Brønsted car il peut capter un ion hydrogène : il possède des atomes d'oxygène portant des doublets non liants qui pourraient combler la lacune électronique de l'ion hydrogène.

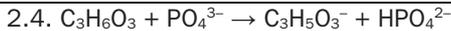
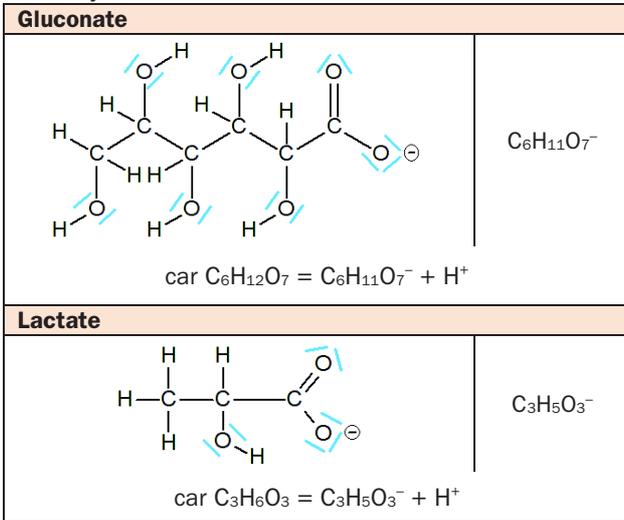


Son acide conjugué est HPO_4^{2-} . Cet acide pourrait également capter un ion hydrogène et se comporter ainsi comme une base de Brønsted. Il s'agit d'une espèce amphotère.

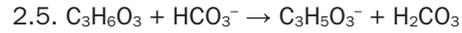
Acide gluconique	
	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_7$
Acide lactique	
	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$

2.2. Ce sont des acides de Brønsted car ils possèdent des liaisons O–H polarisées susceptibles de se rompre en libérant un ion hydrogène.

2.3. Leurs bases conjuguées sont obtenues en rompant ces liaisons O–H polarisées des groupes carboxyle.



Un milieu buccal riche en bactéries présente plus de risques de développer des caries car il y a plus de chances d'y trouver de l'acide lactique qui réagirait avec les ions phosphate de l'émail ce qui fragiliserait celui-ci.



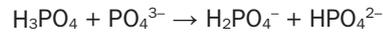
Il est parfois conseillé de faire des bains de bouche à l'hydrogénocarbonate de sodium car cela permet ainsi de neutraliser une partie au moins de l'acide lactique formé par les bactéries et d'éviter que cet acide ne réagisse avec les ions phosphate de l'émail.

3.1. La quantité de matière d'acide citrique bue en un jour par Alice est $n_1 = 4c_1V = 5,3 \times 10^{-2}$ mol.

La quantité de matière d'acide malique bue en un jour par Laure est $n_2 = 5c_2V = 7,5 \times 10^{-2}$ mol.

3.2. L'acide citrique, noté AH_3 , est un triacide de Brønsted car il peut libérer trois ions hydrogène et l'acide malique, noté $A'H_2$, est un diacide car il peut en libérer deux.

L'acide bu par Alice peut donc libérer une quantité de matière d'ions hydrogène égale à $3n_1 = 0,16$ mol, tandis que celui bu par Laure peut libérer une quantité de matière d'ions hydrogène égale à $2n_2 = 0,15$ mol. Alice a donc plus d'ions hydrogène libérés en bouche que Laure. Son émail est donc plus susceptible d'être érodé.



38 a. Un acide de Brønsted est une espèce susceptible de céder un ion hydrogène. Une base de Brønsted est une espèce susceptible de capter un ion hydrogène.

b. L'ion capté par H_2O pour former son acide conjugué est l'ion hydrogène H^+ .

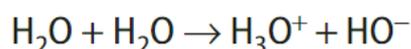
Son schéma de Lewis est : H^+

Celui de l'eau est : $\text{H}-\text{O}-\text{H}$

Cet ion et l'eau s'associent car l'atome d'oxygène de l'eau possède des doublets non liants susceptibles de combler la lacune électronique de l'ion hydrogène.

c. Les couples auxquels appartient l'eau sont $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$. Une espèce telle que l'eau qui est à la fois un acide et une base de Brønsted est une espèce amphotère.

d. H_2O peut subir une réaction acido-basique où elle est le seul réactif :



42 a.

	Formule brute	Schéma de Lewis
Acide oxalique	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	
Ions oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	

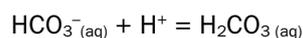
b. L'acide oxalique peut libérer deux ions hydrogène car il comporte deux liaisons polarisées $\text{O}-\text{H}$ susceptibles de se rompre au profit de l'atome d'oxygène, plus électronégatif que l'atome d'hydrogène.

c. Ces deux espèces appartiennent aux couples :

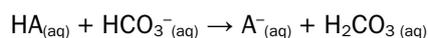


49 Résolution de problème Levure chimique**QUESTION PRÉLIMINAIRE**

La levure **contient des ions hydrogénocarbonate** qui jouent le rôle d'une base :



L'équation de la réaction qui se produit est :



L'acide carbonique H_2CO_3 est l'espèce formée par le dioxyde de carbone dissous dans l'eau, le gaz qui se dégage est donc le dioxyde de carbone.

PROBLÈME

Soit $m = 10$ g la masse de levure apportée.

Soit n_1 la quantité de matière apportée en HA et n_2 celle apportée en hydrogénocarbonate de sodium. D'après les proportions indiquées, on a :

$$n_1 = \frac{0,60m}{M_1} = 2,7 \times 10^{-2} \text{ mol} \quad \text{et} \quad n_2 = \frac{0,25m}{M_2} = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}.$$

Les nombres stœchiométriques étant égaux dans l'équation de la réaction, l'acide est le réactif limitant et la quantité de matière de gaz produit est égale à la quantité de matière apportée en réactif limitant. Le volume V de gaz produit est alors :

$$V = n_1 V_m = 1,0 \text{ L}$$

Le volume du moule vaut $L \times l \times h = 1,2$ L.

Si on tient compte du volume propre de la pâte et que l'on suppose que tout le gaz est piégé dans la pâte, il y a donc des chances que le gâteau déborde dans la mesure où le volume du gaz et de la pâte excède celui du moule.