



## Capexos du chapitre B2 - correction

Utiliser le vocabulaire couple acide/base, demi-équation, forme conjuguée, réaction acido-basique

Reconnaitre un acide, une base au sens de la théorie de Bronsted

1. On considère la forme acide  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  d'un couple acide/base. Quelle est sa forme conjuguée ? Donner la demi-équation du couple.



2. On considère la forme acide  $\text{NH}_4^+$  d'un couple acide/base. Quelle est sa forme conjuguée ? Donner la demi-équation du couple.



3. On considère la forme acide  $\text{HNO}_2$  d'un couple acide/base. Quelle est sa forme conjuguée ? Donner la demi-équation du couple.



4. On considère la forme basique  $\text{HO}^-$  d'un couple acide/base. Quelle est sa forme conjuguée ? Donner la demi-équation du couple.



5. On considère la forme basique  $\text{S}^{2-}$  d'un couple acide/base. Quelle est sa forme conjuguée ? Donner la demi-équation du couple.



6. On considère la demi-équation  $\text{HClO} = \text{H}^+ + \text{ClO}^-$ . Quelle est la forme basique du couple en jeu ?



7. On considère la demi-équation  $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{PO}_4^-$ . Quelle est la forme acide du couple en jeu ? Ecrire le couple correspondant.



8. L'ion  $\text{HCO}_3^-$  est la forme basique d'un couple et la forme acide d'un autre couple. Donner ces 2 couples.



Utiliser le modèle de la réaction totale ou non totale selon les observations faites

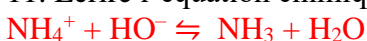
9. Compléter le tableau ci-dessous, en s'aidant au besoin d'un tableau d'avancement.

Equation	Etat initial (mol)				Etat final (mol)				Non prévisible
	A	B	C	D	A	B	C	D	
$\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$	2	1	0	0	1	0	1	1	
$\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$	1	1	0	0					X
$\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$	1	1	0	0	0	0	1	1	
$\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$	1	1	1	1	0	0	2	2	

10. Compléter le tableau ci-dessous, en s'aidant au besoin d'un tableau d'avancement.

Equation	Etat initial (mol)				Etat final (mol)				Non prévisible
	A	B	C	D	A	B	C	D	
$\text{A} + 2\text{B} \rightarrow 3\text{C} + \text{D}$	1	2	3	4	0	0	3	1	
$\text{A} + 2\text{B} \rightarrow 3\text{C} + \text{D}$	1	3	0	0	0	1	3	1	
$\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons 3\text{C} + \text{D}$	2	2	0	0					X
$\text{A} + 2\text{B} \rightarrow 3\text{C} + \text{D}$	2	2	0	0	1	0	3	1	
$\text{A} + 2\text{B} \rightarrow 3\text{C} + \text{D}$	2	2	0	1	1	0	3	2	
$\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons 3\text{C} + \text{D}$	1	1	0	0					X

11. Ecrire l'équation chimique de la réaction entre l'acide  $\text{NH}_4^+$  et la base  $\text{HO}^-$ .



12. Ecrire l'équation chimique de la réaction la base  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  et l'acide  $\text{H}_3\text{O}^+$ .





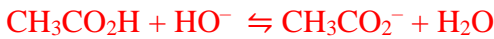
13. Ecrire l'équation chimique de la réaction entre le chlorure d'hydrogène HCl (acide) et l'ammoniac NH<sub>3</sub> (base).



14. On mélange une solution basique d'hydroxyde de sodium Na<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup> avec de l'acide chlorhydrique H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>. Ecrire l'équation de la réaction chimique qui a lieu.



15. On mélange une solution d'acide éthanoïque CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H avec une solution d'hydroxyde de potassium K<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup>. Ecrire l'équation de la réaction chimique qui a lieu sachant que cette réaction peut être considérée totale.



16. On mélange une solution une solution d'éthanoate de sodium Na<sup>+</sup> + CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub><sup>-</sup> avec une solution acide sulfurique 2H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Ecrire l'équation de la réaction chimique qui a lieu.



### Savoir calculer le pH d'une solution ; calculer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort

17. Une solution a un pH de 2,2. Quelle est la concentration des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dans cette solution ?

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,2} = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

18. Une solution a un pH de 8,5. Quelle est la concentration des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dans cette solution ?

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,5} = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

19. Déterminer le pH d'une solution pour laquelle [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 3,1 · 10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup>.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5$$

20. Déterminer le pH d'une solution pour laquelle [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 1,0 · 10<sup>-11</sup> mol.L<sup>-1</sup>.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 11,0$$

21. Compléter le tableau ci-dessous.

[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] (mol.L <sup>-1</sup> )	1 · 10 <sup>-1</sup>	1 · 10 <sup>-3</sup>	1 · 10 <sup>-5</sup>	1 · 10 <sup>-7</sup>	1 · 10 <sup>-9</sup>	1 · 10 <sup>-11</sup>	1 · 10 <sup>-13</sup>
pH	1	3	5	7	9	11	13

22. L'acide nitrique est un acide fort. On considère une solution d'acide nitrique H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + NO<sub>3</sub><sup>-</sup> de concentration en soluté apporté c = 0,025 mol.L<sup>-1</sup>. Déterminer la valeur du pH de la solution.

$$\text{Comme c'est un acide fort, } [\text{H}_3\text{O}^+]_f = c, \text{ donc } \text{pH} = -\log c = 1,6$$

### Savoir calculer le pH d'une solution aqueuse de base forte de concentration usuelle en utilisant le produit ionique de l'eau

23. Compléter le tableau ci-dessous.

[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] (mol.L <sup>-1</sup> )	1 · 10 <sup>-2</sup>	1 · 10 <sup>-4</sup>	1 · 10 <sup>-6</sup>	1 · 10 <sup>-8</sup>	1 · 10 <sup>-10</sup>	1 · 10 <sup>-12</sup>	1 · 10 <sup>-14</sup>
[HO <sup>-</sup> ] (mol.L <sup>-1</sup> )	1 · 10 <sup>-12</sup>	1 · 10 <sup>-10</sup>	1 · 10 <sup>-8</sup>	1 · 10 <sup>-6</sup>	1 · 10 <sup>-4</sup>	1 · 10 <sup>-2</sup>	1
pH	2	4	6	8	10	12	14

24. Compléter le tableau ci-dessous.

[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] (mol.L <sup>-1</sup> )	1	4,1 · 10 <sup>-2</sup>	2 · 10 <sup>-4</sup>	7,3 · 10 <sup>-6</sup>	3,1 · 10 <sup>-9</sup>	5,0 · 10 <sup>-11</sup>	1,6 · 10 <sup>-13</sup>
[HO <sup>-</sup> ] (mol.L <sup>-1</sup> )	1 · 10 <sup>-14</sup>	2,4 · 10 <sup>-13</sup>	5 · 10 <sup>-11</sup>	1,4 · 10 <sup>-9</sup>	3,1 · 10 <sup>-6</sup>	2,0 · 10 <sup>-4</sup>	6,3 · 10 <sup>-2</sup>
pH	0	1,4	3,7	5,1	8,5	10,3	12,8

25. Compléter le tableau ci-dessous.

[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] (mol.L <sup>-1</sup> )	6,7 · 10 <sup>-14</sup>	2,2 · 10 <sup>-13</sup>	4,0 · 10 <sup>-11</sup>	1,3 · 10 <sup>-9</sup>	1,0 · 10 <sup>-7</sup>	3,2 · 10 <sup>-5</sup>	3,2 · 10 <sup>-3</sup>
[HO <sup>-</sup> ] (mol.L <sup>-1</sup> )	1,5 · 10 <sup>-1</sup>	4,5 · 10 <sup>-2</sup>	2,5 · 10 <sup>-4</sup>	7,5 · 10 <sup>-6</sup>	1,0 · 10 <sup>-7</sup>	3,2 · 10 <sup>-10</sup>	3,2 · 10 <sup>-12</sup>
pH	13,2	12,7	10,4	8,9	7	4,5	2,5

26. Associer les pH (1, 7 et 12) aux solutions ci-dessous.

Solution d'hydroxyde de sodium Na<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup> de concentration en soluté apporté 1 · 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup>.

$$\text{pH} = 12$$

Solution de chlorure de sodium Na<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup> de concentration en soluté apporté 0,12 mol.L<sup>-1</sup>.

$$\text{pH} = 7$$

Acide chlorhydrique H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup> de concentration en soluté apporté 1 · 10<sup>-1</sup> mol.L<sup>-1</sup>.

$$\text{pH} = 1$$

27. L'hydroxyde de sodium est une base forte. On considère une solution d'acide nitrique Na<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup> de concentration en soluté apporté c = 0,025 mol.L<sup>-1</sup>. Déterminer la valeur du pH de la solution.



$[\text{HO}^-]_f = c$ . Donc  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = K_e/c$  et  $\text{pH} = \text{p}K_e + \log(c) = 12,4$

28. Compléter le tableau ci-dessous :

Solution de ...	Concentration en soluté apporté	pH de la solution	Soluté dissous dans la solution	Acide ou base	Fort ou faible
d'acide chlorhydrique	0,01	2	Chlorure d'hydrogène	Acide	Fort
d'acide éthanoïque	0,1	2,9	Acide éthanoïque	Acide	Faible
d'ammoniac	0,001	10,1	Ammoniac	Base	Faible
d'hydroxyde de sodium	0,0001	10	Hydroxyde de sodium	Base	Forte

Utiliser un diagramme de prédominance pour identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le pK<sub>A</sub> du couple, savoir passer du K<sub>A</sub> au pK<sub>A</sub>

29. Compléter le tableau ci-dessous.

Couple Acide/base	Constante d'acidité K <sub>A</sub>	pK <sub>A</sub>
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H / CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,6.10 <sup>-5</sup>	4,8
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> / NH <sub>3</sub>	6,3.10 <sup>-10</sup>	9,2
HF / F <sup>-</sup>	6,3.10 <sup>-4</sup>	3,2
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> / CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	5,0.10 <sup>-11</sup>	10,3

30. Donner l'expression de la constante d'acidité de chacun des couples en jeu dans l'exercice précédent.

$$K_A = \frac{[\text{A}^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{AH}]_f}$$

Pour chacun des couples, on remplace donc dans cette expression : A<sup>-</sup> par la forme basique et AH par la forme acide du couple.

31. Dessiner le diagramme de prédominance du couple HF / F<sup>-</sup> de pK<sub>A</sub> = 3,2.

Une solution d'acide fluorurique HF a un pH de 4. Quelle est l'espèce prédominante dans cette solution ?



32. Dessiner le diagramme de prédominance du couple HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> / CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> de pK<sub>A</sub> = 10,3.

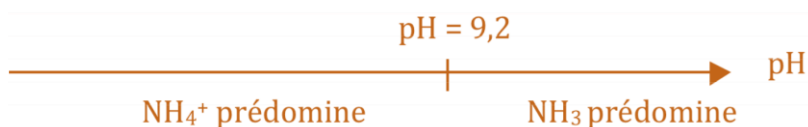
On considère une solution d'hydrogencarbonate de sodium Na<sup>+</sup> + HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Pour quelle valeur de pH y a-t-il autant de forme acide que de forme basique dans la solution ?



Lorsque pH = 10,3 : il y a autant de forme acide que basique dans une solution d'hydrogencarbonate de sodium Na<sup>+</sup> + HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

33. Dessiner le diagramme de prédominance du couple NH<sub>4</sub><sup>+</sup> / NH<sub>3</sub> de pK<sub>A</sub> = 9,2.

Une solution d'ammoniac NH<sub>3</sub> a un pH de 8. Quelle est l'espèce prédominante dans cette solution ?



A pH = 8, l'espèce prédominante est NH<sub>4</sub><sup>+</sup> dans la solution d'ammoniac NH<sub>3</sub>.