

Chapitre E2

On donne le tableau suivant, disponible pour tous les capexos.

Couple Acide/base	Constante d'acidité K_A	pKa
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$	$1,6 \times 10^{-5}$	4,8
$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$	$6,3 \times 10^{-10}$	9,2
$\text{HClO} / \text{ClO}^-$	$3,2 \times 10^{-8}$	7,5
$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} / \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$	$6,3 \times 10^{-5}$	4,2
HF / F^-	$6,3 \times 10^{-4}$	3,2
$\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$	$5,0 \times 10^{-11}$	10,3
$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$	$1,0 \times 10^{-14}$	14,0
$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$	1	0

Le produit ionique de l'eau vaut à 25°C $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$.

Associer K_a et K_e aux équations de réactions correspondantes

CAPEXO 1. Écrire l'équation de réaction dont la constante d'équilibre est K_e .



CAPEXO 2. Donner l'expression puis la valeur à 25 °C de la constante d'équilibre associée à la réaction de H_3O^+ avec HO^- .



CAPEXO 3. Donner l'équation de réaction dont le K_a valant $6,3 \cdot 10^{-10}$ est la constant d'équilibre



CAPEXO 4. Donner l'équation de réaction dont le K_a correspond à la valeur $\text{p}K_a = 10,3$.



Associer le caractère fort d'un acide ou d'une base à la transformation quasi-totale avec l'eau / Calculer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte.

CAPEXO 5. Une solution d'acide fort a un pH de 2,2. Quelle est la concentration en soluté apporté de l'acide fort ?

$$C = 6 \cdot 10^{-\text{pH}} \text{ ou } C_0 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1} \cdot C = 6,3 \times 10^{-3}$$

CAPEXO 6. Une solution de base forte a un pH de 10,5. Quelle est la concentration des ions H_3O^+ dans cette solution ?

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0 \times 10^{-\text{pH}} = 3,2 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

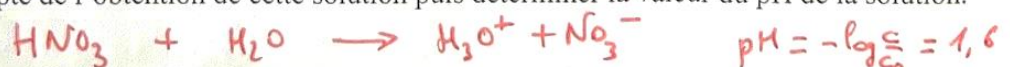
CAPEXO 7. Déterminer le pH d'une solution pour laquelle $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

$$\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} = 2,5$$

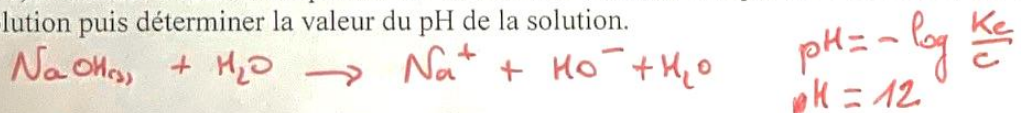
CAPEXO 8. Déterminer le pH d'une solution pour laquelle $[\text{HO}^-] = 1,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$.

$$\text{pH} = -\log \frac{K_e}{C_0[\text{HO}^-]}} = -\log 1,0 \times 10^{-3} = 3,0$$

CAPEXO 9. L'acide nitrique est un acide fort. On considère une solution d'acide nitrique de concentration en soluté apporté $c = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$. Écrire l'équation de la réaction rendant compte de l'obtention de cette solution puis déterminer la valeur du pH de la solution.



CAPEXO 10. On considère une solution d'hydroxyde de sodium de concentration en soluté apporté $c = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Écrire l'équation de la réaction rendant compte de l'obtention de cette solution puis déterminer la valeur du pH de la solution.



CAPEXO 11. Expliquer pourquoi on peut considérer que tout acide fort mis en solution se comporte comme H_3O^+ . *Tout acide fort réagit totalement avec l'eau pour donner H_3O^+ .*

CAPEXO 12. Expliquer pourquoi on peut considérer que toute base forte mise en solution se comporte comme HO^- . *Toute base forte réagit totalement avec l'eau pour donner HO^- .*

CAPEXO 13. Compléter le tableau ci-dessous.

$[H_3O^+]$ (mol.L ⁻¹)	1.10^{-2}	1.10^{-4}	1.10^{-6}	1.10^{-8}	1.10^{-10}	1.10^{-12}	1.10^{-14}
$[HO^-]$ (mol.L ⁻¹)	1×10^{-12}	1×10^{-10}	1.10^{-8}	1.10^{-6}	1.10^{-4}	1.10^{-2}	1
pH	2	4	6	8	10	12	14

CAPEXO 14. Compléter le tableau ci-dessous.

$[H_3O^+]$ (mol.L ⁻¹)	1	$4.1.10^{-2}$	2.10^{-4}	$7.3.10^{-6}$	3.1×10^{-9}	5.0×10^{-11}	1.6×10^{-13}
$[HO^-]$ (mol.L ⁻¹)	1.10^{-14}	2.4×10^{-13}	5.10^{-11}	1.4×10^{-9}	3.1×10^{-6}	2.0×10^{-4}	6.3×10^{-2}
pH	0	1.4	3.7	5.1	8.5	10.3	12.8

CAPEXO 15. Associer les pH (1, 7 et 12) aux solutions ci-dessous.

Solution d'hydroxyde de sodium $Na^+ + HO^-$ de concentration en soluté apporté 1.10^{-2} mol.L⁻¹.

Solution de chlorure de sodium $Na^+ + Cl^-$ de concentration en soluté apporté 0,12 mol.L⁻¹.

Acide chlorhydrique $H_3O^+ + Cl^-$ de concentration en soluté apporté 1.10^{-1} mol.L⁻¹.

*pH = 12,0
pH = 7
pH = 1*

CAPEXO 16. L'hydroxyde de sodium est une base forte. On considère une solution d'acide nitrique $Na^+ + HO^-$ de concentration en soluté apporté $c = 0,025$ mol.L⁻¹. Déterminer la valeur du pH de la solution.

pH = 12,4 ($= -\log \frac{K_e}{c}$)

CAPEXO 17. 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	ammoniaque	base	faible
d'hydroxyde de sodium	0,0001	10	hydroxyde de sodium	base	forte

Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté

CAPEXO 18. Une solution d'acide cinnamique de concentration en soluté apporté $C = 0,010$ mol.L⁻¹ a un pH égal à 3,2. Déterminer les concentrations en ions oxonium, en acide cinnamique, et en sa base conjuguée.

$[H_3O^+] = [base] = 10^{-3,2} = 6,3 \times 10^{-4}$ mol.L⁻¹ $[acide] = C - [base] = 9,4 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹

CAPEXO 19. Une solution d'acide butanoïque de concentration en soluté apporté $C = 0,030$ mol.L⁻¹ a un pH égal à 3,2. Déterminer les concentrations en ions oxonium, en acide butanoïque, et en ion butanoate.

$[H_3O^+] = [butanoate] = 6,3 \times 10^{-4}$ mol.L⁻¹ $[acide] = 0,029$ mol.L⁻¹

CAPEXO 20. Une solution d'acide éthanoïque de concentration en soluté apporté $C = 0,10$ mol.L⁻¹ a un pH égal à 2,9. Déterminer les concentrations en ions oxonium, en acide éthanoïque, et en ion éthanoate. Calculer également le taux d'avancement final et la valeur de la constante d'acidité.

$[H_3O^+] = [CH_3CO_2^-] = 1,2 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹ $[CH_3CO_2H] = 0,099$ mol.L⁻¹

Comparer la force de différents acides et bases dans l'eau

CAPEXO 21. Classer par acidité croissante tous les acides présents dans le tableau du début de document.

H_2O ; HCO_3^- ; NH_4^+ ; $HClO$; CH_3CO_2H ; $C_6H_5CO_2H$; HF ; H_3O^+

CAPEXO 22. La base NH_3 est-elle plus faible ou moins faible que la base F^- ? *plus forte (pKa plus grand)*

~~CAPEXO 23. Classer par acidité croissante tous les acides présents dans le tableau du début de document.~~

Représenter et utiliser un diagramme de prédominance

CAPEXO 24. Dessiner le diagramme de prédominance du couple HF / F⁻ de pK_a = 3,2.

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



CAPEXO 25. Dessiner le diagramme de prédominance du couple HCO₃⁻ / CO₃²⁻ de pK_a = 10,3.

On considère une solution d'hydrogénocarbonate de sodium Na⁺ + HCO₃⁻. Pour quelle valeur de pH y a-t-il autant de forme acide que de forme basique dans la solution ?



CAPEXO 26. Dessiner le diagramme de prédominance du couple NH₄⁺ / NH₃ de pK_a = 9,2.

Une solution d'ammoniac NH₃ a un pH de 8. Quelle est l'espèce prédominante dans cette solution ?



Représenter et utiliser un diagramme de distribution

CAPEXO 27. Représenter approximativement le diagramme de distribution du couple HF / F⁻.

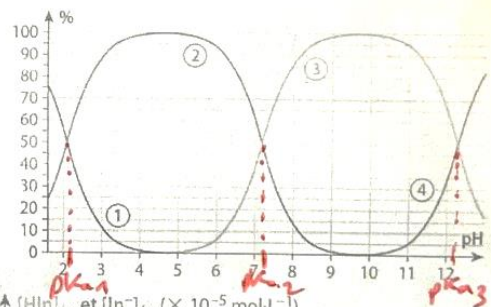


CAPEXO 28. Comment trouver le pK_a d'un couple à l'aide de son diagramme de distribution ?

Abrévié de l'Intersection des deux courbes.

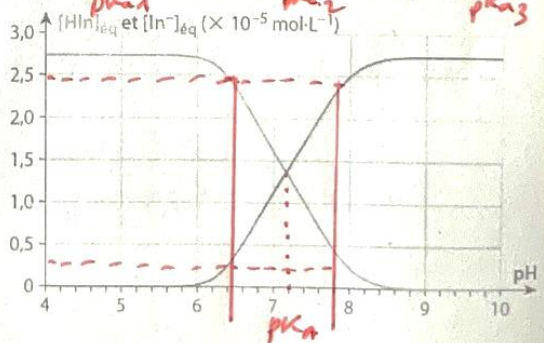
CAPEXO 29. Justifier que le diagramme ci-contre puisse être celui du triacide acide phosphorique H₃PO₄. Estimer les valeurs des 3 pK_a de chaque couple.

triacide donc 3 couples donc 3 pKa donc 3 naissancements.



CAPEXO 30. Le diagramme de distribution ci-contre est celui du BBT (en ordonnée on donne les concentrations). Quel est le pK_a du couple ?

pK_a ≈ 7,2



CAPEXO 31. On considère que la zone de virage est définie

par : $\frac{1}{10} < \frac{[In^-]}{[HIn]} < 10$.

Déterminer la zone de virage du BBT. 6,4 - 7,8