

I. Comment faire :

On utilise les relations fondamentales

$$pH = -\log[H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ et } [H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14} \Leftrightarrow [HO^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} \Leftrightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[HO^-]}$$

Si le pH est inférieur à 7 le milieu est acide, s'il est égal à 7 le milieu est neutre, s'il est supérieur à 7 le milieu est basique.

Penser à vérifier la cohérence globale : si le milieu est acide $[H_3O^+] > [HO^-]$, s'il est basique $[H_3O^+] < [HO^-]$

solution	$[H_3O^+]$ (mol/L)	$[HO^-]$ (mol/L)	pH à 25°C	acide/neutre/ basique/
S ₁	10⁻⁵	10 ⁻⁹	5	acide
S ₂	2,5.10 ⁻⁶	4,0.10⁻⁹	5,6	acide
S ₃	3,2.10 ⁻¹⁰	3.2.10 ⁻⁵	9,5	basique
S ₄	10 ⁻⁷	10 ⁻⁷	7	Neutre

Remarque concernant la précision du résultat : le pH prend autant de chiffres après la virgule que la concentration prend de chiffres significatifs.

II. Comment faire : voir l'exercice I.

- pH < 7 donc solution acide
- $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.7} = 2.10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$. On **doit** faire le calcul (on ne laisse pas le résultat sous la forme 10^{-4.7})
- $[HO^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{2.10^{-5}} = 5.10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$

III. Comment faire : voir l'exercice I.

Attention au "piège" : le pH est toujours calculé à partir de la concentration $[H_3O^+]$, il faut donc ici commencer par la calculer.

$$[HO^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-pH}} = 10^{pH-14}$$

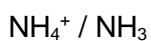
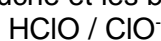
$$\text{à pH 11 : } [HO^-] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

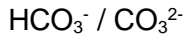
$$\text{à pH 3 : } [HO^-] = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

IV. Couples acide-base

1 et 2. **Comment faire** : deux espèces appartiennent à un même couple acido-basique si elles sont identiques à un H⁺ près. L'acide du couple a un H⁺ en plus de la base. On peut écrire formellement acide + H⁺ = base.

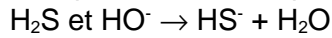
Ci-dessous, les couples sont écrits en respectant la convention "acide/base" (les acides sont à gauche et les bases à droite)



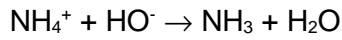


3 **Comment faire** : une réaction est envisageable entre la base d'une couple et l'acide d'un autre couple. La réaction est un transfert de H^+ et obéit au schéma :

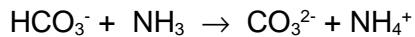
acide couple 1 + base couple 2 \rightarrow base couple 1 + acide couple 2



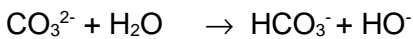
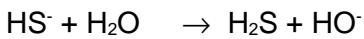
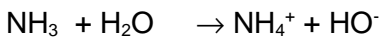
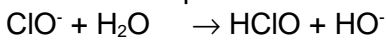
H_2S et NH_4^+ : impossible car ce sont deux acides



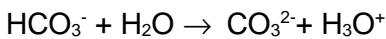
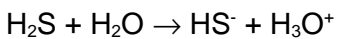
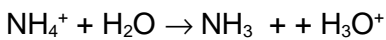
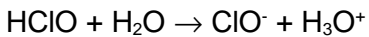
ClO^- et HO^- impossible car ce sont deux bases



4. **Comment faire** : en présence d'une base, l'eau réagit comme un acide, en cédant un H^+ à la base. Le couple de l'eau mis en jeu est $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$



5. **Comment faire** : en présence d'un acide, l'eau réagit comme une base, en prenant un H^+ à l'acide. Le couple de l'eau mis en jeu est $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$



L'eau est un amphotère car c'est à la fois l'acide d'un couple, et la base d'un autre couple.

V. De la solution la plus acide (pH le plus faible) à la plus basique (pH le plus élevé) on a :

1 - 5 - 3 - 4 - 2

La solution 3 est neutre car NaCl n'a pas de propriétés acido-basiques.

La solution d'acide fort 1 a un pH égal à $-\log(C)$ donc 3.

La solution de base forte 2 a un pH égal à $14 + \log(C)$ donc 11