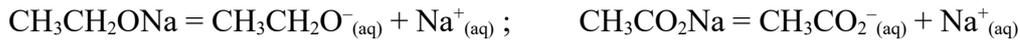


Correction activité S2 A.1 : Solutions acido-basiques et pH

Comparaison du pH de différentes solutions acido-basiques simples

1°) pH < 7 dans les solutions de HCl, HNO₃, CH₃CO₂H et NH₄Cl donc solutions acides ;
pH > 7 dans les solutions de CH₃CH₂ONa, NH₃ et CH₃CO₂Na donc solutions basiques.

2°) NH₄Cl, CH₃CH₂ONa et CH₃CO₂Na sont des composés ioniques qui vont libérer des ions en solution aqueuse : NH₄Cl = NH₄⁺_(aq) + Cl⁻_(aq) ;



- 3°)
- (1) HCl_(aq) acide + H₂O = H₃O⁺_(aq) + Cl⁻_(aq)
 - (2) HNO_{3(aq)} acide + H₂O = H₃O⁺_(aq) + NO₃⁻_(aq)
 - (3) CH₃CO₂H_(aq) acide + H₂O = H₃O⁺_(aq) + CH₃CO₂⁻_(aq)
 - (4) NH₄⁺_(aq) acide + H₂O = H₃O⁺_(aq) + NH_{3(aq)}
 - (5) CH₃CH₂O⁻_(aq) base + H₂O = HO⁻_(aq) + CH₃CH₂OH_(aq)
 - (6) NH_{3(aq)} base + H₂O = HO⁻_(aq) + NH₄⁺_(aq)
 - (7) CH₃CO₂⁻_(aq) base + H₂O = HO⁻_(aq) + CH₃CO₂H_(aq)

- 4°)
- (1) HCl_(aq) acide FORT, car pKa < 0 => réaction TOTALE
 - (2) HNO_{3(aq)} acide FORT, car pKa < 0 => réaction TOTALE
 - (3) CH₃CO₂H_(aq) acide faible, car 0 < pKa < 14 => réaction équilibrée
 - (4) NH₄⁺_(aq) acide faible, car 0 < pKa < 14 => réaction équilibrée
 - (5) CH₃CH₂O⁻_(aq) base FORTE, car pKa > 14 => réaction TOTALE
 - (6) NH_{3(aq)} base faible, car 0 < pKa < 14 => réaction équilibrée
 - (7) CH₃CO₂⁻_(aq) base faible, car 0 < pKa < 14 => réaction équilibrée

- 5°)
- (1) HCl_(aq) : [H₃O⁺]_{eq} = 10⁻¹ mol.L⁻¹ = C => réaction TOTALE et [HO⁻]_{eq} = 10⁻¹³ mol.L⁻¹
 - (2) HNO_{3(aq)} : [H₃O⁺]_{eq} = 10⁻¹ mol.L⁻¹ = C => réaction TOTALE et [HO⁻]_{eq} = 10⁻¹³ mol.L⁻¹
 - (3) CH₃CO₂H_(aq) : [H₃O⁺]_{eq} = 1,3.10⁻³ mol.L⁻¹ < C => réaction équilibrée et [HO⁻]_{eq} = 8,0.10⁻¹² mol.L⁻¹
 - (4) NH₄⁺_(aq) : [H₃O⁺]_{eq} = 8,0.10⁻⁶ mol.L⁻¹ < C => réaction équilibrée et [HO⁻]_{eq} = 1,3.10⁻⁹ mol.L⁻¹
 - (5) CH₃CH₂O⁻_(aq) : [HO⁻]_{eq} = 10⁻¹ mol.L⁻¹ = C => réaction TOTALE et [H₃O⁺]_{eq} = 10⁻¹³ mol.L⁻¹
 - (6) NH_{3(aq)} : [HO⁻]_{eq} = 1,3.10⁻⁴ mol.L⁻¹ < C => réaction équilibrée et [H₃O⁺]_{eq} = 8,0.10⁻¹¹ mol.L⁻¹
 - (7) CH₃CO₂⁻_(aq) : [HO⁻]_{eq} = 8,0.10⁻⁶ mol.L⁻¹ < C => réaction équilibrée et [H₃O⁺]_{eq} = 1,3.10⁻⁹ mol.L⁻¹

6°) Quand la concentration d'un acide diminue le pH augmente, cela signifie que la quantité d'ions oxonium diminue, par contre l'écart de pH entre acide FORT et acide faible diminue.

Quand la concentration d'une base diminue le pH diminue, cela signifie que la quantité d'ions hydroxyde diminue, par contre l'écart de pH entre base FORTE et base faible diminue.

7°) Quand le pKa d'un acide faible augmente le pH augmente, cela signifie que la quantité d'ions oxonium diminue.

Quand le pKa d'une base faible augmente le pH augmente, cela signifie que la quantité d'ions hydroxyde augmente.

8°) $\text{NaCl} = \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \Rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ est la base indifférente conjuguée à l'acide FORT HCl de $\text{pKa} < 0 \Rightarrow$ pas de réaction acido-basique \Rightarrow l'eau reste neutre le pH vaut 7,0.

9°) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na} = \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{Na}^+_{(\text{aq})}$

$\text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})}$ est la base faible conjuguée de l'acide faible $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$ de $\text{pKa} = 5$

\Rightarrow on a une solution TAMPON $\Rightarrow \text{pH} \approx \text{pKa} = 5$

10°) Conclusions :

- Le pH des espèces « acides » dans l'eau (qui peuvent céder un proton H^+ au solvant H_2O pour donner un ion oxonium H_3O^+) est inférieur ou égal à 7,0 : HCl, HNO_3 , $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et NH_4^+ ;
- Le pH des espèces « basiques » dans l'eau (qui peuvent capter un proton H^+ du solvant H_2O pour donner un ion hydroxyde HO^-) est supérieur ou égal à 7,0 : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$, NH_3 et CH_3CO_2^- ;
- Le pH des espèces « indifférentes » dans l'eau (qui ne peuvent ni capter ni céder un proton H^+ avec le solvant H_2O) est toujours égal à 7,0 (solution neutre) : Na^+ et Cl^- ;
- Le pH des espèces acides FORT dans l'eau (qui réagissent totalement avec H_2O pour donner quantitativement des ions oxonium H_3O^+) à la même concentration C **est le même** quel que soit l'acide FORT : HCl et HNO_3 ; on peut remarquer que :

$$\text{pH} = -\log C$$

- Le pH d'une espèce basique FORTE dans l'eau : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$ (qui réagit totalement avec H_2O pour donner quantitativement des ions hydroxyde HO^-) à la concentration C est tel que :

$$\text{pH} = \text{pKe} + \log C = 14 + \log C$$

- Le pH des espèces acides faible dans l'eau (qui réagissent partiellement avec H_2O pour donner des ions oxonium H_3O^+) à la même concentration C **n'est pas le même** : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et NH_4^+ ; on peut remarquer :

→ que le pH augmente avec le pKa de l'acide faible ;

→ que le pH d'un acide faible est supérieur à celui d'un acide FORT (moins acide) ;

- Le pH des espèces basiques faible dans l'eau (qui réagissent partiellement avec H_2O pour donner des ions hydroxyde HO^-) à la même concentration C **n'est pas le même** : CH_3CO_2^- et NH_3 ; on peut remarquer :

→ que le pH augmente avec le pKa de la base faible (plus basique) ;

→ que le pH d'une base faible est inférieur à celui d'une base FORTE ;