



QCM 1 : AD

- A) Vrai +++
- B) Faux : c'est le pH !!!
- C) Faux : possible justement !
- D) Vrai : formulation que vous n'avez pas encore vu, mais dites vous c'est à 50/50, quand il y a $\text{pH} = 7$, autant d'acide que de base. N'ayez pas peur des formulations différentes.
- E) Faux : pas de souci avec ce qcm, c'est du cours !

QCM 2 : C : écoutez bien le raisonnement à suivre

- A) Faux
- B) Faux
- C) Vrai : Sur quoi se base-t-on pour quantifier l'acidité (+/- forte) ??

Pour chercher la molécule **la plus acide**, on se base sur sa forme conjuguée : plus elle est stable, plus la molécule est acide.

Ainsi, la molécule 2 possède un enchainement de mésomérie pi-sigma-pi, la stabilisant grandement. C'est donc la plus stable. *Ici, parallèle avec les cours de mésomérie !! Le prof s'attend à ce que vous maîtrisiez tous les cours qu'il donne donc pour résoudre ses qcm, il veut que vous vous serviez de toutes ces connaissances.*

La molécule 4 possède un chlore, à l'origine d'un effet inductif attracteur du fait de son électronégativité, compensant en partie la charge négative de l'alcool qui a perdu son H^+ .

La molécule 1 possède un groupement méthyle, qui va être à l'origine d'un effet inductif donneur, qui va déstabiliser la molécule. Elle est donc moins stable que la molécule 3.

Ainsi, on obtient bien l'ordre $1 < 3 < 4 < 2$

- D) Faux
- E) Faux

QCM 3 :

Il faut travailler sur les bases conjuguées : plus celles-ci sont stables, plus l'acide associé est fort.

On a bien une mésomérie de type $n - \text{sigma} - \text{pi}$ sur chaque base conjuguée, cependant, comme on la retrouve partout, on ne peut pas départager la stabilité des molécules avec ça. Ici, les groupements halogènes stabilisent les bases conjuguées grâce à leur forte électronégativité. La molécule d) n'en a pas, la base n'est pas stable, l'acide est faible.

Les molécules b) et c) ont un halogène en assez loin, leur différence de stabilité s'explique par l'électronégativité différente entre les halogènes ($\text{F} > \text{Cl}$)

Les molécules a) et e) ont un halogène sur le carbonyle, leur différence de stabilité s'explique par l'électronégativité différente entre les halogènes ($\text{Cl} > \text{Br}$)

On a donc bien $e > a > b > c > d$

- A) Faux
- B) Faux
- C) Vrai
- D) Faux
- E) Faux

QCM 4 :

- A) Vrai : pK_a acide carbox = 4 et amine = 9
- B) Vrai : la différence des pK_a est supérieure à 3
- C) Vrai : définition de Bronsted
- D) Faux : mais l'amine oui
- E) Faux

QCM 5 :

- A) Faux : base faible
- B) Vrai
- C) Vrai
- D) Vrai
- E) Faux

QCM 6 :

- A) Vrai
- B) Faux
- C) Vrai
- D) Vrai
- E) Vrai : attention à celui qui a compté ça faux

QCM 7 :

- A) Faux : Selon Bronsted cela correspond à une liaison de coordinance entre un DNL et une case vacante → Lewis
- B) Faux : Selon Lewis cela correspond à un échange de proton(s) → Bronsted
- C) Faux : Un acide cède (donne) de(s) proton(s) → base
- D) Faux : Les solvants organiques ont un pH toujours compris entre 0 et 14 → pas de limite pour le pH des solvants organiques, mais c'est dans l'eau qu'il y a la limite 0 - 14
- E) Vrai

QCM 8 :

- A) Faux : Une espèce possédant un pKa = 12 est considérée comme étant un acide fort → base faible
- B) Vrai : Le pKa des amines est environ égale à 9
- C) Vrai : Les réactions acido-basiques sont toujours considérées comme étant renversables
- D) Vrai
- E) Faux

QCM 9 :

- A) Faux : Une telle réaction est possible entre un acide de pKa = 7 et une base de pKa = 5 → le pKa de l'acide doit être inférieur au pKa de la base
- B) Faux : Une réaction entre un acide de pKa = 3 et une base de pKa = 8 n'est pas totale → la différence de pKa est supérieure à 3, la réaction est totale
- C) Vrai : Une réaction entre un acide de pKa = 3 et une base de pKa = 8 est totale
- D) Vrai : Si pour une espèce en solution dont le pKa = 13 le pH mesuré est de 9, on considère que l'acide prédomine
- E) Faux

QCM 10 :

- A) Faux : Le réactif de gauche est une base celui de droite est un acide, c'est donc une réaction acido-basique !
- B) Vrai : À gauche on a une amine de pKa = 9 et à droite un acide carboxylique de pKa = 4 à 5. Le pKa de la base est bien supérieur à celui de l'acide, la réaction est bien possible !
- C) Vrai : La différence de pKa est d'environ 9-5=4, et donc bien supérieur à 3 donc la réaction est totale
- D) Faux : Le pKa des acides carboxyliques est d'environ 4 ou 5
- E) Faux

Que retenir de tout ça ?

Si pH = pKa, alors [AH] = [A]
 Si pH > pKa, alors [A] > [AH] : la base prédomine.
 Si pH < pKa, alors [AH] > [A]: l'acide prédomine.

- ⇒ pKa acides carboxyliques (RCOOH) = 4-5
- ⇒ pKa ammoniac (NH3) = 9
- ⇒ pKa fonction amine (NH2) = 33
- ⇒ pKa hydroxyde (OH-) = 15

Acide fort, totalement dissocié dans l'eau	pKa < 0	1 < Ka
Acide faible, partiellement dissocié dans l'eau	0 < pKa < 7	10 ⁻⁷ < Ka
Base faible, partiellement dissociée dans l'eau	7 < pKa < 14	10 ⁻¹⁴ < Ka < 10 ⁻⁷
Base forte, totalement dissociée dans l'eau.	pKa > 14	Ka < 10 ⁻¹⁴

Pour qu'une réaction acido-basique se fasse :

- 1- le pKa du couple jouant le rôle de base doit être plus élevé que le pKa du couple jouant le rôle d'acide
- 2- la réaction est largement déplacée vers la droite (quasi-totale) quand la différence entre les deux couples est d'au moins 3 unités de pKa. Toutefois ces réactions sont toujours renversables (pas de contrôle cinétique)