



1. Questions de cours (13 pts)

L'origine de CO₂ dissous dans l'eau (3 pts)

L'origine première d'une eau naturelle est toujours la pluie (au cours de la chute de la pluie, il se produit une faible dissolution du gaz carbonique de l'air) ; l'action biologiques à travers la photosynthèse ; gaz carbonique d'origine géologique lier généralement à l'activité volcanique et les sources hydrothermaux.

La pression partielle de gaz carbonique dans les nappes libre et captive (4 pts)

Dans les **nappes captives** la diffusion de CO₂ est lente, et par conséquent les échanges gazeux entre eau de sol et atmosphère sont faible et **la pCO₂ sera plutôt élevé**. En revanche, dans les **nappes libres** la diffusion en CO₂ est importante et par conséquent **pCO₂ sera faible**.

Que représente un équilibre calco-carbonique ? (3 pts)

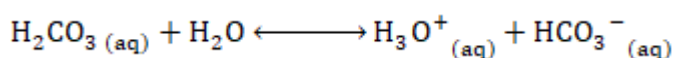
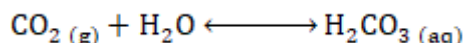
L'équilibre calco-carbonique d'une eau est un état d'équilibre chimique dans lequel les concentrations en **dioxyde de carbone**, **hydrogénocarbonate** (anciennement désigné par bicarbonate) et **carbonate** ne varient pas en présence de carbonate de calcium (à température fixe et atmosphère fixe en pression et en composition)

Pourquoi on s'intéresse à l'équilibre calco-carbonique ? (3 pts)

L'équilibre calco-carbonique des eaux potables est un paramètre important dans une démarche de maîtriser **la qualité des eaux** et de limiter leur agressivité vis-à-vis des calcaires. Dans **les réseaux**, la nécessité de limiter la corrosion des conduites de distribution en acier amène le producteur à ajuster le pH à une valeur proche du pH d'équilibre, dit aussi pH de saturation (pH_s), qui fait référence à l'équilibre calco-carbonique. Dans le même temps il est important de maintenir une eau qui ne soit ni trop douce, ni trop dure

Ainsi, la réglementation exige que l'eau distribuée soit à l'équilibre calco-carbonique ou légèrement incrustante. En effet, **si l'eau est trop incrustante et/ou de dureté élevée**, elle peut engendrer l'entartrage des ouvrages et des équipements (pompes, vannes, compteurs, installations de filtration, etc.).

Exercice 01 (4 pts)





La dissolution de CO_2 (g) dans l'eau distillée laissée à l'air libre nous donne H_2CO_3 qui va réagir avec l'eau pour produire des ions H_3O^+ et donc augmenter la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ parallèlement avec une diminution de pH.

	$pK_1 = 04.2$	$pK_2 = 10.3$	
H_2CO_3	HCO_3^- Prédomine	CO_3^{2-}	
$\text{pH} = 5.5$			

Exercice 02 : Calculer le pH d'une eau météorique (3 pts)

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 1.2 \cdot 10^{-5}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCO}_3^-]$$

$$\text{Donc : } [\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{HCO}_3^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1.2 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-6.3} = 1.2 \cdot 10^{-11.3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \approx 10^{(-11.3/2)} \approx 10^{-5.6}$$

Alors, **5.6** est le **pH** d'une eau parfaitement pure (**ne contenant que de CO_2 en équilibre avec la pCO_2 atmosphérique**). Dans les sols calcaires la neutralisation est très rapide et l'eau devient rapidement alcalin.

Chargé du module : Mr. OTMANE A

Bonne chance