

**Problème 1 : Extrait Ecole de l'Air (2005)**

**Chimie: dihydrogène et pile à combustible.**

La pile à combustible, la mal nommée puisqu'elle n'utilise que du dihydrogène et du dioxygène sans production polluante est utilisée systématiquement dans l'alimentation électrique des vaisseaux spatiaux. Lorsque les problèmes de stockage du dihydrogène seront résolus, elle s'imposera comme source d'alimentation de la voiture électrique.

**données:**

potentiels standard à 298 K et pH = 0:

masses atomiques en g.mol<sup>-1</sup>:

$O_2(gaz)/H_2O$	$E_1^0 = 1,23 V$
$H_3O^+/H_2(gaz)$	$E_2^0 = 0,00 V$

H	1,008
O	15,999
Fe	55,84
Ti	47,90

$\frac{RT}{F} \ln 10 = 0,06$  à 298 K       $N_A = 6,02.10^{23}$        $e = 1,6.10^{-19} C$        $F = N_A.e$  (= 1 Faraday)

**I) Etude d'une pile à combustible.**

Soit la pile:  $Pt | H_2(gaz) (1 bar) | sol.aqueuse HCl (0,1 mol.L^{-1}) | O_2(gaz) (1 bar) | Pt$

I-1) Ecrire les deux demi-réactions ayant lieu aux électrodes et la réaction globale.

I-2) Préciser sur un schéma:

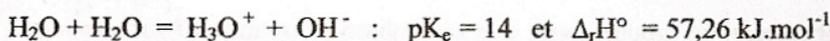
- la polarité de la pile
- l'anode et la cathode
- le sens de déplacement des électrons

I-3) Déterminer la force électromotrice de la pile.

I-4) Un moteur d'une petite automobile requiert une puissance de 50 kW. Calculer la charge débitée en une heure. En déduire la consommation en dihydrogène en g.h<sup>-1</sup>.

**Problème 2 : Extrait de la banque PT (2004)**

Solutions aqueuses :



$K_s[CaCO_3] = 10^{-8,4}$

$K_s [Pb (OH)_2] = 10^{-16}$  ;  $K_s [Pb SO_4] = 2 \cdot 10^{-8}$  ;  $K_s [Pb Cl_2] = 10^{-4,8}$

$E^\circ (H^+ / H_2(g)) = 0,00 V$  ;  $E^\circ (O_{2(g)} / H_2O(l)) = 1,23 V$  ;  $\frac{RT}{F} \ln X = 0,06 \log X$

Masses molaires des éléments en g.mol<sup>-1</sup>

H : 1	O : 16	N : 14
Na : 23	Cl : 35,5	Pb : 207

Rayons ioniques

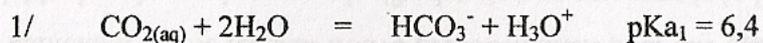
$Na^+$ : 98 pm	$Cl^-$ : 181 pm	1 pm = $10^{-12} m$
----------------	-----------------	---------------------

Constantes physico-chimiques       $Na = 6,023.10^{23} mol^{-1}$        $R = 8,314 J.K^{-1} . mol^{-1}$

### A - Dissolution du dioxyde de carbone

On sait qu'à 25° C, lorsque l'eau liquide, initialement pure est saturée en dioxyde de carbone présent dans l'air, son pH atteint une valeur égale à 5,4.

Outre la réaction de dissolution, les réactions suivantes se produisent :



- 1°) Expliquer pourquoi le pH d'une eau laissée au contact de l'atmosphère à 25°C n'est pas neutre; quelle est la réaction prépondérante sur le plan acido-basique ?
- 2°) Que vaut la concentration molaire en dioxyde de carbone dans l'eau ? On indiquera et justifiera a posteriori les approximations légitimes, et on pourra utiliser les domaines de prédominances des espèces  $\text{CO}_{2(\text{aq})}$ , hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$  et carbonate  $\text{CO}_3^{2-}$ .
- 3°) En déduire le nombre total de moles de dioxyde de carbone dissoutes dans un bécher qui contient 500 ml d'eau.
- 4°) L'existence d'une eau "dure" résulte de la réaction acido-basique de  $\text{CO}_{2(\text{aq})}$  contenu dans une eau de pluie (qui a dissous du dioxyde de carbone de l'atmosphère), sur le carbonate de calcium (le calcaire du sol)  $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$ , solide dont le produit de solubilité  $K_{\text{S}}$  est fourni en annexe. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction, sachant que l'hydrogénocarbonate de calcium est soluble dans ces conditions. Calculer la constante d'équilibre de la réaction.

### B - Dissolution des nitrates

Les nitrates étant généralement très solubles, une eau (initialement pure) a été polluée par du nitrate de plomb  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , totalement dissous sous forme d'ions  $\text{Pb}^{2+}$  et  $\text{NO}_3^-$ .

- 1°) En vous aidant des données fournies en annexe, préciser comment on peut mettre en évidence, sans faire varier le pH, la présence de plomb dans cette eau.
- 2°) Quelle masse maximale de ce nitrate a pu être dissoute dans un litre d'eau à 25°C et de pH égal à 7, sans que l'on ait pu constater la précipitation de l'hydroxyde de plomb ?
- 3°) Sachant qu'une eau potable doit contenir moins de 50 µg d'ions plomb par litre, et moins de 50 mg d'ions nitrate par litre, que pensez-vous de l'eau étudiée dans la situation limite évoquée à la question précédente ?
- 4°) On souhaite préparer au laboratoire une solution à 100 g par litre de nitrate de plomb, totalement dissous: comment doit-être choisi le pH ?

