

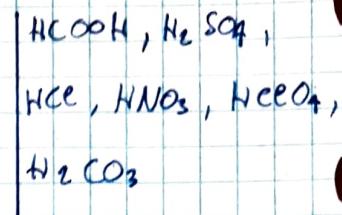
# CH7 ÉQUILIBRES CHIMIQUES

## 7.3 ACIDES ET BASES

### 7.3.1 INTRODUCTION - LES FONDEMENTS

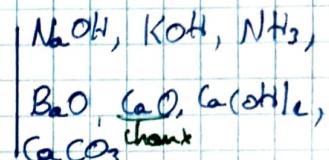
#### ① Acide

- "picrant", "aigre", "agressif", "corrosif"
- Dû à la réactivité des ions  $H^+$  (ou  $H_3O^+$ ) oxonium
- réagissent avec les bases pour donner des salts



#### ② Base

- "amer", toucher "nauséabond", corrosive
- réagissent avec les acides pour donner des salts



#### ③ Acide et base

- Un  $pH < 7 \rightarrow$  solution acide
- Un  $pH > 7 \rightarrow$  solution basique

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

### 7.3.2 DEFINITIONS D'UN ACIDE ET D'UNE BASE

#### A) Arrhenius : (solution aqueuse)

- Un acide  $H_nA$  est une espèce donneuse d' $H^+$  dans l'eau
- Une base  $B(OH)_n$  est une espèce donneuse d' $OH^-$  dans l'eau
- Réaction acide-base :  $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons H_2O(l)$

La définition limite aux solutions aquatiques

#### B) Brønsted-Low

- Un acide est une espèce qui donne  $H^+$
- Une base est une espèce qui accepte  $H^+$
- Réaction acide-base = transfert d'un proton de l'acide vers la base.  $HA + B \rightarrow A^- + BH^+$

#### ④ Acide monoprotique



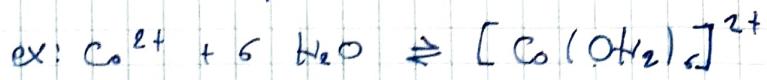
#### ⑤ Acide polyprotique



#### C) Lewis

- $H^+$  est un acide de Lewis car il peut se fixer à un doublet électronique ex:  $NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$

→ Un cation métallique peut accepter un doublet fourni par une base et former un complexe



→ Un acide est une espèce qui accepte les doublets électroniques

→ Une base est une espèce qui donne des doublets électroniques

→ Réaction A-B : transfert d'un doublet électronique de la base vers l'acide

### D) Acides et bases forts et faibles

→ Acide fort : déprotonné en solution

H I

→ Acide faible : partiellement déprotonné en solution

$\text{CH}_3\text{COOH}$

→ Base forte : complètement protonnée en sol.

$\text{BaO}$

→ Base faible : partiellement protonnée en sol.

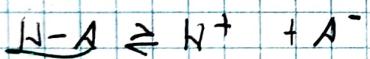
$\text{CH}_3\text{COO}^-$

### E) Neutralisation = réaction acide base

acide + hydroxyde métallique → sel + eau

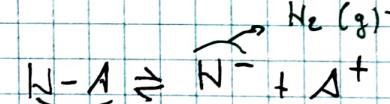
## 7.3.3 STRUCTURE MOLECULAIRE, ACIDITÉ ET BASICITÉ

### A) Composés du type HA



Acide ex:  $\text{H}-\text{Cl}$

Si  $\chi_H < \chi_A$



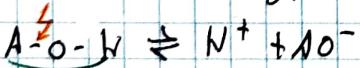
Hydrogène

ex:  $\text{Na}-\text{H}$

Si  $\chi_H > \chi_A$

Entre les deux ( $\chi_A \approx 3,5$ ), on parle d'amphoterie

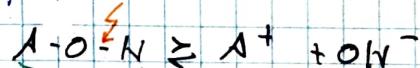
### B) Composé du type AOH (→ polarité)



Acide (oxacide)

Si  $\chi_A \leq 1,8$

le lien A-O rompu



base

Si  $\chi_A \geq 2,2$

le lien O-H rompu



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} [\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{HA}]_{\text{eq}}} \quad \text{et} \quad pK_a = -\log K_a$$

Constante d'acidité

### C) Influence de l'état d'oxydation sur l'acidité

Si # oxydation est élevé,  $pK_a$  grand, acide fort

## D) Acidité des halogénures



- $\chi_F > \chi_{Cl} > \chi_{Br} > \chi_I$  Mais  $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$   
 → Importance des forces de liaison (+ important que  $\chi$ )  
 → importance du solvant (ex: HF et liquide)

## E) Composés organiques

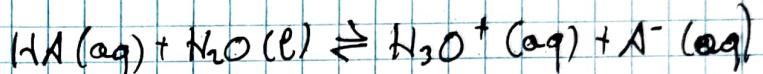
C'est complexe ex:  $\text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow pK_a = 4,75$  mais si on ajoute un  $\text{H}^+$ ,  $pK_a \Delta$

## 7.3.4 CONSTANTES D'ACIDITE, DE BASICITE & AUTO PROTOLYSE

Comment quantifier la "force" d'un acide ou d'une base?

$K_a$

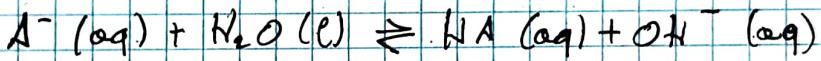
### A) Constante d'acidité



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]\text{eq} [\text{A}^-]\text{eq}}{[\text{HA}]\text{eq}}$$

↓ Concentration très à l'équilibre

### B) Constante de basicité

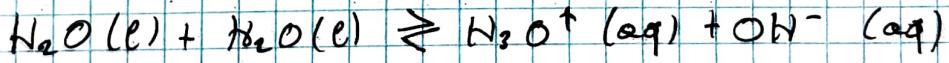


$$K_b = \frac{[\text{HA}]\text{eq} [\text{OH}^-]\text{eq}}{[\text{A}^-]\text{eq}}$$

→ Si  $K_a > 1$  → acide fort

→ Si  $K_b > 1$  → base forte

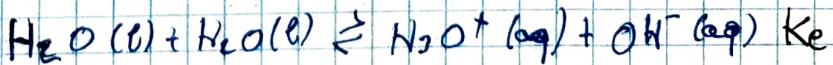
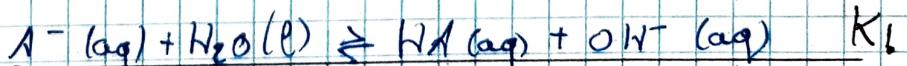
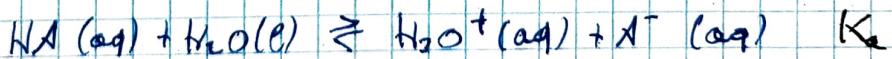
### c) Auto protolyse de l'eau



$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]\text{eq}}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = K_w = 10^{-14}$$

car  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L à } 25^\circ\text{C}$ .

### ② Relation entre les $K$ :



$$\rightarrow K_e = K_a K_b$$

## D) Degré de dissociation

$$\alpha = \frac{\text{# de molécules qui se sont dissociées}}{\text{# de molécules du composé mis en solution}}$$

C<sub>a</sub>  $\rightarrow [HA]_{\text{eq}} = C_a (1 - \alpha)$  avec C<sub>a</sub>: concentration analytique  
du l'acide = au départ

## E) Acide et base conjugués

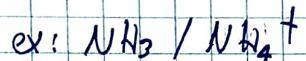
Un acide fort (AF) a pour base conjuguée une base inactive



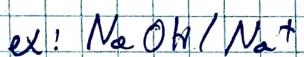
Un acide faible (Af) a pour base conjuguée une base faible



Une base faible (Bf) a pour acide conjugué un acide faible



Une base forte (BF) a pour acide conjugué un acide inactif



## F) Nivellement par le solvant

① Dans l'eau, l'acide le plus fort est H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

② Dans l'eau, la base la plus forte est OH<sup>-</sup>

Les autres acides et bases vont être nivélés par le solvant

### 7.3.5 CALCUL DU pH D'UNE SOLUTION

$$pH = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH}$$

$$pOH = -\log_{10} [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-pOH}$$

$$pK_a = -\log_{10} K_a$$

$$pK_a = -\log_{10} K_a = 14 \text{ à } T = 25^\circ\text{C}$$

$$pK_b = -\log_{10} K_b$$

$$\rightarrow \text{à } 25^\circ\text{C} : pH + pOH = 14$$

$$pH_{\text{H}_2\text{O}} = ? \text{ (neutralité)}$$

$\begin{matrix} \uparrow & \downarrow \\ \text{acide} & \text{base} \end{matrix}$

③ Calcul du pH:

$\rightarrow$  bilan de matière et de charge

$\rightarrow$  Complèxe en général, on va voir des cas simples :

## a) Acide fort seul en solution

ex: HCl	Concentration	HCl	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$\text{Cl}^-(\text{aq})$
	initial	$\text{Ca}$	/	/
	équilibre	/	$\text{Ca}$	$\text{Ca}$

$$\rightarrow \text{pH} = -\log \text{Ca}$$

## b) Acide faible seul en solution :

ex: $\text{CH}_3\text{COOH}$	Concentration	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
	initiales	$\text{Ca}$	/	/
	à l'équilibre	$\text{Ca}-x$	$x$	$x$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x \cdot x}{\text{Ca} - x} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{\text{Ca} - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a \text{Ca}}}$$

$$\rightarrow \text{Si } \sqrt{K_a \text{Ca}} < \frac{\text{Ca}}{10}, [\text{H}_3\text{O}^+] \approx \sqrt{K_a \text{Ca}}$$

## c) Acide faible en présence d'acide fort en solution

ex: $\text{HCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$	Concentration	HCl	$\text{Cl}^-(\text{aq})$	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
F	initial	0,1	/	/
	à l'équilibre	/	0,1	0,1

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 + x$$

$$K_a = \frac{x(0,1+x)}{0,1-x}$$

$$x = 3,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$x \ll 0,1$$

Concentration	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$(\text{H}_3\text{O}^+\text{aq})$	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
initial	0,1	/	/
à l'équilibre	0,1 - x	x	x

$$\text{L'acide fort prédomine : on néglige l'appart du } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ de l'af.}$$

## d) Base forte seule en solution

$$\text{pOH} = -\log_{10} C_b \quad \text{ rappel : } \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

↳ valable si  $C_b \ggg 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

## e) Base faible seule en solution :

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b C_b}} \approx \sqrt{K_b C_b}$$

$$\text{↳ valable si } \sqrt{K_b C_b} < \frac{C_b}{10}$$

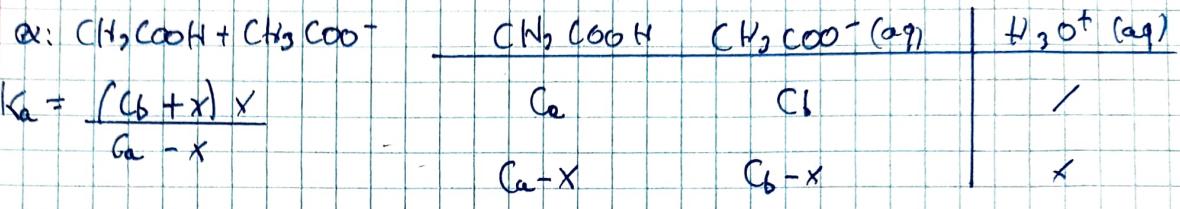
f) Base faible en présence de base forte en solution

→ on néglige la base faible

g) Solution tampon : A<sub>f</sub> en présence de sa base conjuguée

A<sub>f</sub> et B<sub>f</sub> présent simultanément, le ΔpH va être faible en cas d'ajout d'acide ou de base, jusqu'à certaine limite.

→ présent dans le sang, en pH-métrie, etc.



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{C_a}{C_b}$$

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{C_b}{C_a} \quad \text{Équation de Henderson-Hasselbach}$$

② Préparer un tampon :

- A<sub>f</sub> + B<sub>f</sub> ou A<sub>f</sub> en excès + BF ou BF en excès + AF

③ Limites : dilution : pas d'effet sur le pH, mais sur la pouvoir tampon.

$$\rightarrow \text{pH} = pK_a \pm 1 \quad \text{si } 0,1 < \frac{C_a}{C_b} < 10$$

h) A<sub>f</sub> + B conjuguée - formule générale

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{C_a - [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{OH}^-]}{C_b + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]} \quad \text{ns' la grande formule :}$$

i) Indicateur acido-basiques

→ La forme acide et basique ont des couleurs différentes

→ Au point de virage,  $\text{pH} = pK_a$ , indicateur  $\pm 1$

↳ d'où vient la couleur d'un composé organique ?

→ la liaison C=C est chromophore (= qui porte une couleur)

→ l'existence de double liaisons conjuguées diminue ΔE entre le niveau fondamental et le niveau excité.

j) Polyacides / polybases / amphotères

Les polyacides (ex: H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>4</sub>, ...) et polybases (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) ont plusieurs fonctions successives.

Amphoterie : molécule pouvant se comporter soit comme un acide soit comme une base.

Condition isoélectrique : si l'amphoterie se comporte autant comme un acide que comme une base.

$$K_{\text{ac}} \cdot K_{\text{ba}} \rightarrow [\text{H}_2\text{O}^+] = \sqrt{K_{\text{ac}} K_{\text{ba}}}$$

$$\hookrightarrow \text{pH}_{\text{iso}} = \frac{\text{p}K_{\text{ac}} + \text{p}K_{\text{ba}}}{2}$$

Application : séparation d'acides aminés par électrophorèse

si  $\text{pH} < \text{pH}_{\text{iso}}$  : NH positive  $\rightarrow$  base négative

si  $\text{pH} = \text{pH}_{\text{iso}}$  : NH neutre  $\rightarrow$  Zwitterion

si  $\text{pH} > \text{pH}_{\text{iso}}$  : NH négative  $\rightarrow$  base positive

## 7.3.6 TITRAGE ACIDE-BASE

a) Acide fort / base forte :

AF et BF sont totalement dissociés

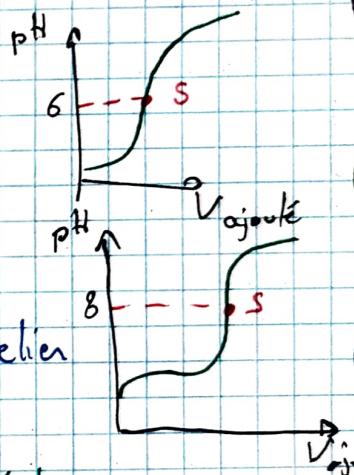
b) Acide faible / base forte :

Ag est partiellement dissous mais

$K = K_a / K_b \gg 1 \rightarrow$  réaction complète  
principe de Le Chatelier

c) Polyacide / base forte :

$\rightarrow$  Les trois réactions sont complètes et consécutives



## 7.4 EQUILIBRES DE SOLUBILITÉ

### 7.4.1 INTRODUCTION

Les équilibres de précipitation-dissolution se retrouvent :

$\rightarrow$  Formation et dissolution des roches

$\rightarrow$  purification de minéraux et sels

### 7.4.2. PRODUIT DE SOLUBILITÉ $K_s$

$\rightarrow$  Pour les solides ioniques se dissolvant dans des solutions aqueuses, à l'équilibre de saturation

$$\Delta K_s \neq s$$

- produit de solubilité: constante d'équilibre, dépend de T, A<sub>s</sub>, s
- solubilité s: concentration max [mol/L] en soluté qui est dissoute à l'équilibre de saturation

$$K_s = \exp\left(\frac{-\Delta G^\circ_{diss}}{RT}\right) = \exp\left(\frac{\Delta S^\circ_{diss}}{R}\right) \exp\left(\frac{-\Delta H^\circ_{diss}}{R}\right)$$

Ln à l'équilibre de dissolution:  $\Delta G_{diss} = 0$  et donc

$$T_{diss} = \frac{\Delta H^\circ_{diss}}{\Delta S^\circ_{diss}} \approx \frac{\Delta H^\circ_{diss}}{\Delta S^\circ_{diss}}$$

① Soluble si  $A > 2 \cdot 10^{-2}$  mol/L

insoluble si  $A < 1 \cdot 10^{-5}$  mol/L

② Microscopiquement, une solution saturée observe un équilibre dynamique entre dissolution et précipitation.

③ Sel  $\rightleftharpoons$  n cation + m anion

$$K_s = [\text{cation}]^n \cdot [\text{anion}]^m$$

$$K_s = (nA)^n \cdot (mA)^m$$

## 7.4. 3 MODIFICATIONS DE LA SOLUBILITÉ

### a) Température

④  $K_s$  dépend de la température

$$\ln K_s = -\frac{\Delta H^\circ_{diss}}{RT} + \frac{\Delta S^\circ_{diss}}{R}$$

→ Le phénomène de dissolution peut-être endo ou exothermique.

Si exo et  $\Delta H^\circ < 0$ , la réaction sera accélérée mais moins spontanée

### b) Effet d'ion commun

→ s peut être modifié par l'addition d'un ion déjà présent dans la réaction à l'équilibre.

### c) Couplage avec la complexation

Complexé: système constitué d'un ion ou atome métallique central entouré par des ligands.

# de coordination: # de ligands attachés à l'élément métallique.

Constante de complexation: constante d'éq. correspondant à la réaction de formation du complexe apd l'élément métallique et des ligands.

→ Si le complexe formé est soluble, la complexation ouvre donc une "nouvelle voie" de dissolution.

## d) Modification du pH.

Des ions en milieu aqueux sont susceptibles de réagir avec  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$  via une réaction A-B.

↳ permet  $\Delta\text{S}$  ou  $\Delta\text{V}$  la solubilité.

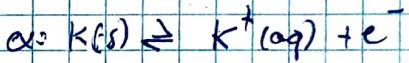
↳ Un sel  $\text{MX}$  sera plus soluble en milieu acide si l'anion  $X^-$  est un bon.

## 7.5 RÉACTIONS D'OXYSO-RÉDUCTION

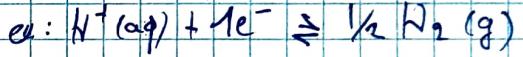
### 7.5.1 Rappels

① Redox: transfert d'électron d'un réducteur vers un oxydant

② Oxydation: perte d'électrons



③ Reduction: gain d'électrons



④ L'ensemble oxydé / réduit forme un couple redox

Dans les tables, les couples sont dans le sens de la réduction.

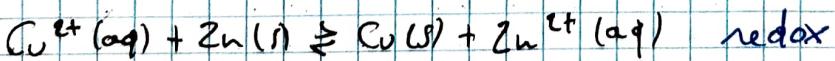
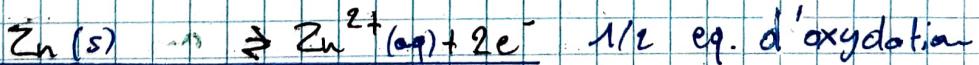
⑤ Une équation redox peut-être décomposée en 2 demi-réactions, impliquant chacune un des couples redox



$$E^\circ = 0,392 \text{ V}$$

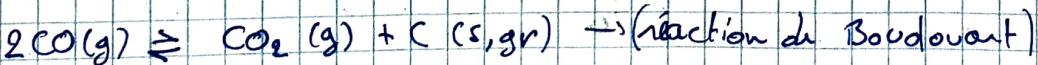
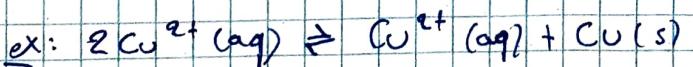
$$E^\circ = -0,762 \text{ V}$$

→  $\text{Cu}^{2+}$  est plus oxydant que  $\text{Zn}^{2+}$ , donc on écrit



### ⑥ Dismutation:

Réaction redox où le réactif joue le rôle d'oxydant et de réducteur.



## ② Détermination des # d'oxydation (N.O.)

- N.O. (élément atomique) = 0
  - N.O. (ion monoatomique) = charge
  - N.O. (oxygène) = -2, sauf pour les peroxydes (= -1)
  - N.O. (H) = +1, sauf dans les hydrures (= -1)
  - N.O. = charge de cet atome s'il était dans des liaisons purée
- $\sum \text{N.O.} = \text{charge du composé}$

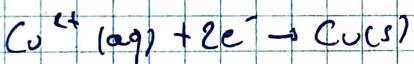
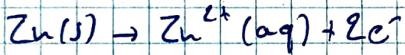
## 7.5.2 ELECTROCHIMIE : piles, potentiels, $\Delta G$ , eq. de Nernst

### a) Cellule électrochimique :

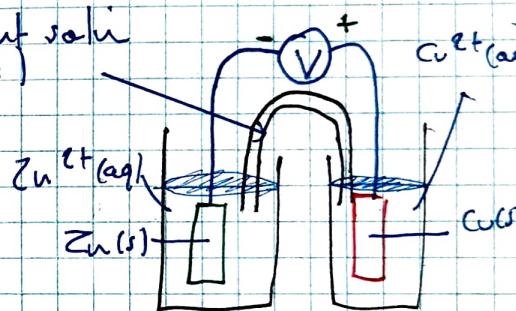
- Objectif: transfert spontané d' $e^-$  du réducteur  $\rightarrow$  l'oxydant pour en extraire de l'E.

- Idée de base: séparer les couples redox en deux compartiments (électrodes)

ex: pour zinc



(ex:  $\text{KNO}_3$ ) Pour salin



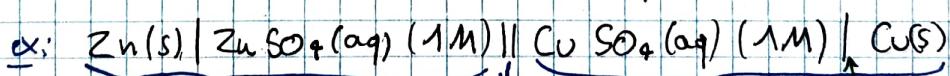
- 3 modes de fonctionnement:

1) Circuit ouvert (courant nul)

2) Mode galvanique (pile)

3) Mode électrolytique (imposition de courant)

- Notation simplifiée: chaîne électrochimique



(-) anode

jouxtant  
électrolytique

cathode

Séparation des phases

• Remarque:  $\rightarrow$  cathode  $\rightarrow$  Réduction

$\rightarrow$  anode  $\rightarrow$  oxydation

### b) Force électromotrice et énergie libre

La force électromotrice est le  $\Delta V$  aux bornes de la cellule

est donné par  $\Delta E = E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}}$

$\rightarrow$  1 coulomb soumis à une dép de 1V libère un E de 1 J

→ Le force électromotrice est lié à  $\Delta G$  de la redox :

$$\text{f.e.m [V]} = \Delta E [\text{V}] = \frac{W [\text{J}]}{q [\text{C}]} \text{ et donc}$$

$$\Delta G = -nF\Delta E \text{ ou } n \text{ est le \# de molé d'e}^-$$

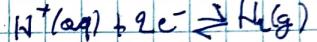
$$\begin{aligned} \text{et } F &= \text{Faraday} = 96\ 485 \text{ C/mole d'e}^- \\ &= 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \end{aligned}$$

$$F = q_{e^-} \cdot N_A$$

• Condition de spontanéité :  $\Delta E > 0$

### c) Potentiels standard et constante d'équilibre

① Chaque couple a un potentiel standard = potentiel du couple dans les condit° standard.



② Le couple de référence : électrode standard à l'H<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>O

E<sub>o</sub> ③ Le potentiel standard E<sub>o</sub> est défini comme la ΔV entre le couple (borne +) et l'ESN (borne -)

④ Les valeurs des potentiels d'électrode sont déterminées à courant nul → équilibre dynamique à chaque électrode

$$\Delta E^\circ_{\text{acide}} \neq E^\circ_{\text{base}}$$

⑤ Le E<sub>o</sub> d'un couple est lié à ΔG<sup>°</sup> de la demi équation correspondante :  $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$

↳ On peut alors exprimer le ΔrG<sup>°</sup> d'une redox :

$$\Delta rG^\circ = -nF\Delta E^\circ$$

⑥ Conclusion : lien entre la constante d'équilibre et E<sub>o</sub> :

$$K(T) = \exp\left(-\frac{\Delta rG^\circ}{RT}\right) = \exp\left(\frac{nFE^\circ}{RT}\right)$$

### D) L'équation de Nernst

Δ H<sub>js</sub>

rene réduct. ! ⑦ Rappel : ΔrG = ΔvG<sup>°</sup> + RT ln Q

⑧ Pour chaque couple, nous avons :

quotient réactionnel

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \text{équation de Nernst}$$

#e<sup>-</sup> libérés → = e.N<sub>A</sub>

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log_{10}(Q)$$

→ Il faut calculer E des électrodes séparément

f = 96 485

## E) Stoechiométrie d'une électrolyse

Quelle est la qté de matière créée / consommée quand un courant passe dans une cellule pendant un temps  $t$  ?

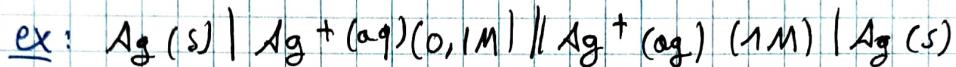
$$\rightarrow \text{Si } I \text{ est constant: } Q = I \cdot t = n_{e^-} \cdot F$$

$$\hookrightarrow n_e = \frac{I \cdot t}{F}$$

Si on connaît la relation entre  $n_e$  et  $n_{\text{moles}}$ , on connaît la variation de masse.

### 7.5.3 APPLICATIONS ET EXEMPLES

① Pile ou concentration: cellule dont les deux compartiments ont les mêmes composants mais à  $\neq$  concentrations

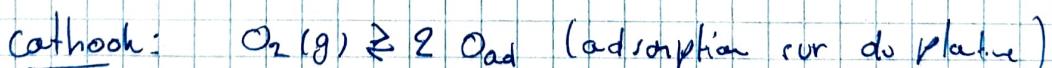
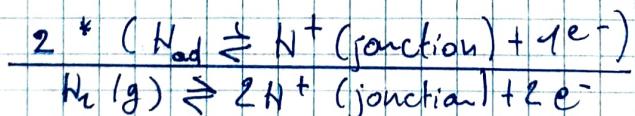
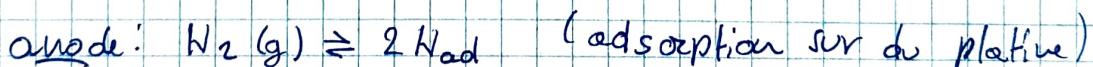
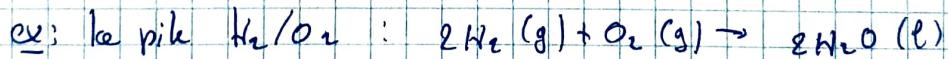


$$E_{\text{cathode}} (\text{V}) = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^\circ = 0,800\text{V} \quad \left. \right\} \Delta E_{\text{pile}} = E_{\text{cat}} - E_{\text{anod}} = 0,0592\text{V}$$

$$E_{\text{anode}} (\text{V}) = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{1}{0,1}$$

② Batterie: une pile (cellule) galvanique (ou un groupe de cellules galvaniques reliées en série)

③ Piles à combustible (Fuel cells): cellule galvanique alimentée en continu en réactif ou qui remplace la combustion par une redox contrôlée.



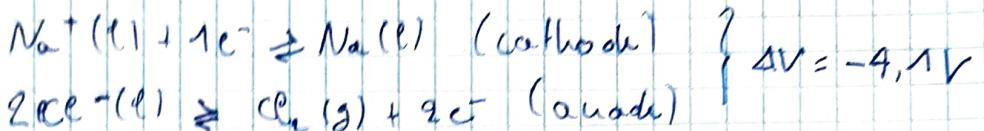
④ La jonction doit être capable de transporter les  $\text{pt}$  de l'anode à la cathode.

⑤ Lutte contre la corrosion: protection par passivation

⑥ pH-métrie: électrode ion sélective:  $\Delta V_{\text{en}}$  un électrode insensible (référence) et une sensible.



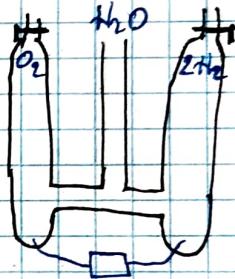
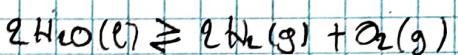
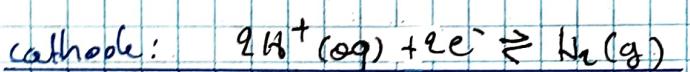
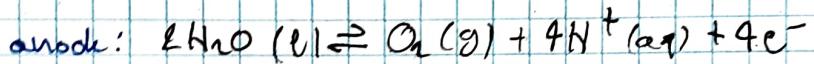
- ⑥ Electrolyse en sel fondu: → production de Na et de Cl à pd NaCl  
→ On chauffe NaCl(aq) afin d'enlever l'eau et obtenir NaCl(l). Ensuite on électrolyse:



⇒ extraction d'aluminium à pd Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

On rajoute Na<sub>3</sub>AlF<sub>6</sub> pour baser le point de fusion (mélange eutectique)

- ⑦ Electrolyse de l'eau



## CH 8 Cinétique chimique

### 8.1 CONCENTRATIONS & vitesse de réaction

#### 8.1.1 INTRODUCTION

Une réaction spontanée ne veut pas dire rapide

↳ Ici on étudiera les vitesses de réactions

#### 8.1.2 DEFINITIONS

vitesse de réaction: variation de concentration d'un réactif (ou d'un produit) par intervalle de temps.

$$v_{\text{moy}} = -\frac{\Delta [R]}{\Delta t} \quad \text{pour un réactif} \quad \left. \right\} v_{\text{moy}} > 0$$

$$v_{\text{moy}} = \frac{\Delta [P]}{\Delta t} \quad \text{pour un produit}$$