

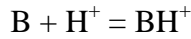
## 1- تعريف

✓ وفقًا لنظرية برونستيد (1923) Selon la théorie de Brønsted

**الحمض** هو عنصر كيميائي (جزئيء أو أيون) قادر على فقدان بروتون



**القاعدة** هي عنصر كيميائي (جزئيء أو أيون) قادر على اكتساب بروتون

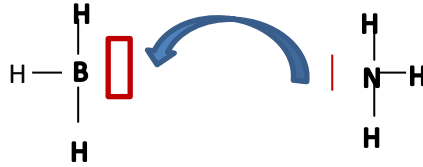


كل حمض يتوافق مع ما يسمى بقاعدة مترافقة والعكس صحيح: كلاهما يشكلان زوجًا حمض / قاعدة.

✓ وفقًا لنظرية لويس (1875) Selon la théorie de Lewis

**الحمض** هو نوع كيميائي يكون فيه أحد ذراته المكونة لها فراغ إلكتروني ، أو حجرة كمية فارغة ، مما يجعله قادرًا على قبول زوج الإلكترونات (مركب محب للكهرباء (composé électrophile)).

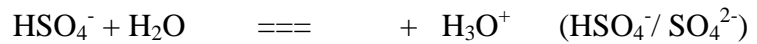
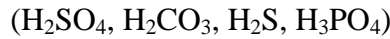
**القاعدة** هي نوع كيميائي تحتوي فيه إحدى الذرات المكونة لها على زوج إلكتروني واحد أو أكثر من الإلكترونات الحرة أو غير رابطة في طبقة التكافؤ الخاص بها. وهذا يجعلها مانحة زوج الإلكترونات من ثنائي غير الرابط (مركب محب للنيوكليوفيلي) (composé nucléophile).



### حالات خاصة

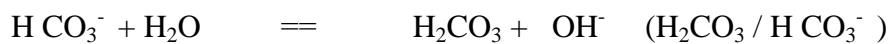
#### **Polyacide** متعدد الحمض

هو نوع قادر على منح عدة بروتونات



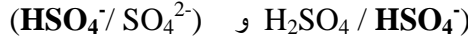
#### **Polybase** متعدد القاعدة

هو نوع قادر على اكتساب عدة بروتونات



## أمفوليت (أو نوع مذئب) Ampholyte

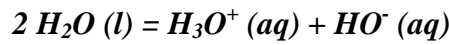
هو نوع قادر على لعب دور الحمض في زوج ودور القاعدة في زوج آخر  $\text{HSO}_4^-$



### 2- أزواج الماء

الماء عبارة عن أمفوليت: وهو القاعدة المترافقة لأيون أكسونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  والحمض المترافق لأيون الهيدروكسيل  $\text{OH}^-$  ( $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ ) و ( $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ )

دائمًا ما يكون المحلول المائي هو مقر التوازن الكيميائي الذي يسمى توازن الانحلال الذاتي للماء. لذلك يتم تفسير هذا التوازن على أنه تفاعل حمضي قاعدي لتبادل البروتون.



ثابت التوازن الديناميكي الحراري لهذا التوازن هو المنتج الأيوني للماء:

*La constante d'équilibre thermodynamique de cet équilibre est le produit ionique de l'eau :*

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} \cdot [\text{HO}^-]_{eq} = 10^{-14} \text{ (25}^\circ\text{C)}$$

$$\text{Donc } pK_e = -\log K_e = 14 \text{ (25}^\circ\text{C)}$$

*Remarque :  $K_e$  ne dépend que de la température et est sans dimension*

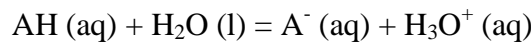
في الماء النقي ، يكون تفاعل التحلل الذاتي للماء فقط هو أيونات الأكسونيوم وأيونات الهيدروكسيد ؛  
إذا لدينا

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} = [\text{HO}^-]_{eq}$$

d'où

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} = [\text{HO}^-]_{eq} = \sqrt{K_e} = 10^{-7} \text{ mol. L}^{-1}$$

الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة هو أي حمض (أو قاعدة) يتفاعل جزئيًا مع الماء. ويتميز الزوج الحمضي القاعدي بثابت الحموضة  $K_a$  وهو ثابت التوازن التالي:



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

$K_a$  : ne dépend que de la température (et du solvant si on ne travaille pas en milieu aqueux) et est sans dimension

كلما كان الحمض قوي ، زاد تفككه إلى  $A^-$  ، و تزداد قيمة  $K_a$  و بالتالي تتناقص قيمة  $pK_a$ .

**Plus l'acide est fort, plus il est dissocié en  $A^-$ , plus  $K_a$  est grand et plus  $pK_a$  est petit.**

بشكل مماثل، من الممكن تحديد ثابت الأساسي (القاعدي)  $K_b$  الذي يميز التوازن التالي



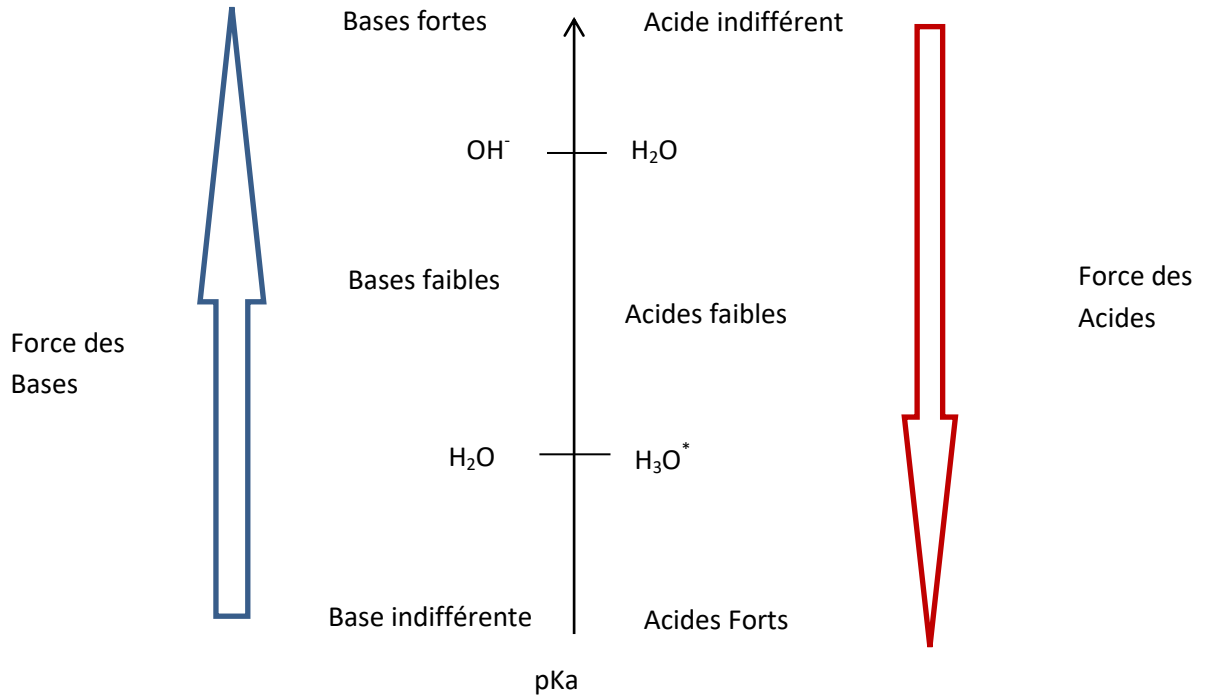
$$K_b = \frac{[HO^-][HA]}{[A^-]} \text{ et } pK_b = -\log K_b$$

بالنسبة لنفس الزوج الحمضي / الأساسي ، فإن ثوابت التوازن  $K_a$  و  $K_b$  ليست مستقلة:

**Pour un même couple acide/base les constantes d'équilibre  $K_a$  et  $K_b$  ne sont pas indépendantes :**

$$K_a \cdot K_b = [H_3O^+].[OH^-] = K_e = 10^{-14} (25^\circ C)$$

$$\text{Et donc : } pK_a + pK_b = pK_e = 14 (25^\circ C)$$



القاعدة المترافقة لحمض قوي ضعيفة وقاعدة حمض ضعيف قوية.  
الحمض المترافق لقاعدة قوية ضعيف وحمض القاعدة الضعيفة قوي.

La base conjuguée d'un acide fort est faible et celle d'un acide faible est forte.

L'acide conjugué d'une base forte est faible et celui d'une base faible est fort.

**3- حساب الأس الهيدروجيني للأحماض والقواعد**

**1-3 تعريف الأس الهيدروجيني**

تم تعريف هذه الفكرة من قبل Sørensen في عام 1909 لتقييم حموضة المحلول لأي محلول مائي مخفف بدرجة كافية

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

Une solution aqueuse est dite neutre si  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$  alors  $\text{pH} = 7$ . (25°C)

يُقال أن المحلول المائي متعادل إذا كان

$$\text{pH} = 7 \quad \text{اذن} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

Une solution aqueuse est dite acide si  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$  alors  $\text{pH} < 7$ . (25°C)

يُقال أن المحلول المائي حمضي إذا كان

$$\text{pH} < 7 \quad \text{اذن} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$

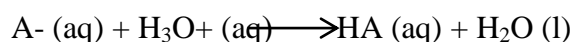
Une solution aqueuse est dite basique si  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$  alors  $\text{pH} > 7$ . (25°C)

يُقال أن المحلول المائي قاعدي إذا كان

$$\text{pH} > 7 \quad \text{اذن} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$$

### 2-3 الأس الهيدروجيني لحمض قوي *pH d'acide fort*

نقول عن الحمض HA أنه حمض قوي عندما يكون تفاعله مع الماء كميًا (تفكك كليًا)



الحمض القوي في المحلول يتحول كليًا إلى أيونات أكسونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

القاعدة المرافقة لحمض قوي هي قاعدة غير مبالية.  $(\text{NO}_3^-, \text{Br}^-, \text{Cl}^-)$ .  
La base conjuguée d'un acide fort est une base indifférente

معادلة الحياد الكهربائي المطبقة على المحلول:

: L'équation d'électro neutralité, appliquée à la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{A}^-] \quad (1)$$

بمأنه حمض قوي ، يتم إهمال تركيز أيونات الهيدروكسيد مقارنة بتركيز أيونات الأكسونيوم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-]$$

المعادلة (1) تصبح

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] \quad (2)$$

حسب مبدأ انخفاض الكتلة

$$C_a = [\text{A}^-] = [\text{AH}]$$

( $C_a$  la concentration initiale en acide)

De l'équation (2) on tire :  $C_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$

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

### 3-3 الأس الهيدروجيني لقاعدة قوية $pH$ 'une base forte

نقول عن القاعدة B أنها قاعدة قوية عندما يكون تفاعلها مع الماء كيميائياً (تفكك كلياً)  
$$B + H_2O (l) = BH^+ (aq) + HO^- (aq)$$

القاعدة القوية في المحلول تتحول كلياً إلى أيونات الهيدروكسيد  $HO^-$

معادلة الحياد الكهربائي المطبقة على المحلول:

L'équation d'électro neutralité, appliquée à la solution

$$[OH^-] = [H_3O^+] + [BH^+]$$

بمأنها قاعدة قوية ، يتم إهمال تركيز أيونات الأكسونيوم مقارنة بتركيز أيونات الهيدروكسيد:

$$[H_3O^+] \ll [OH^-]$$

المعادلة (1) تصبح

$$[OH^-] = [BH^+] \quad (2)$$

حسب مبدأ انخفاض الكتلة

$$C_b = [OH^-] = [BH^+]$$

Le produit ionique de l'eau

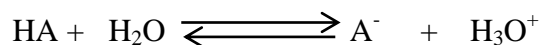
$$K_e = [OH^-] [H_3O^+] = 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-14} / [OH^-]$$

$$pH = -\log (10^{-14} / [OH^-]) = -\log 10^{-14} + \log [OH^-]$$

$$pH = 14 + \log C_b$$

### 4-3 الأس الهيدروجيني حمض ضعيف $pH$ 'un acide faible



معادلة الحياد الكهربائي المطبقة على المحلول:

L'équation d'électro neutralité, appliquée à la solution

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [A^-] \quad (1)$$

بمأنه حمض ، يتم إهمال تركيز أيونات الهيدروكسيد مقارنة بتركيز أيونات الأكسونيوم:

$$[H_3O^+] \gg [OH^-]$$

المعادلة (1) تصبح

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] \quad (2)$$

حسب مبدأ انحفاض الكتلة

$$[\text{AH}]_r \gg [\text{A}^-] \quad \text{عند التوازن} \quad \text{Ca} = [\text{A}^-] + [\text{AH}]_r$$

avec

(Ca : la concentration initiale en acide et [AH]<sub>r</sub> concentration d'acide restante).

$$\text{Ca} = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{AH}]_r$$

$$\text{- La loi d'action de masse : } K_a = [\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{AH}] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / [\text{AH}]$$

$$\text{- } \log K_a = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / [\text{AH}]$$

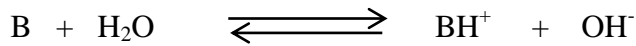
$$\text{p}K_a = -(\log [\text{H}_3\text{O}^+]^2 - \log [\text{AH}])$$

$$\text{p}K_a = -2\log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{AH}]$$

$$\text{p}K_a = 2\text{pH} + \log \text{Ca}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log \text{Ca})$$

### 4-3 الأس الهيدروجيني قاعدة ضعيفة *pH d'une base faible*



معادلة الحياد الكهربائي المطبقة على المحلول:

L'équation d'électro neutralité, appliquée à la solution

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{BH}^+] \quad (1)$$

بمأنه قاعدة ، يتم إهمال تركيز أيونات الأكسونيوم مقارنة بتركيز أيونات الهيدروكسيد :

$$[\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

المعادلة (1) تصبح

$$[\text{OH}^-] = [\text{BH}^+] \quad (2)$$

حسب مبدأ انحفاض الكتلة

$$[\text{B}]_r \gg [\text{BH}^+] \quad \text{عند التوازن} \quad \text{Cb} = [\text{BH}^+] + [\text{B}]_r$$

avec

( $C_b$  : la concentration initiale de la base et  $[B]$  concentration de la base restante).

- La loi d'action de masse :  $K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} = \frac{[OH^-]^2}{[B]}$

-  $\log K_b = -\log \frac{[OH^-]^2}{[B]}$

$pK_b = -(\log [OH^-]^2 - \log [B])$

$pK_b = -2\log [OH^-] + \log [B]$

$pK_b = 2pOH + \log C_b$

On a :  $pH + pOH = 14$  alors  $pOH = 14 - pH$

$pK_b = 2(14 - pH) + \log C_b$

$14 - pH = \frac{1}{2}(-\log C_b + pK_b)$

$$pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_b - \log C_b)$$

On a :  $pK_a + pK_b = 14$  (25°C)

$pH = 14 - \frac{1}{2}(14 - pK_a - \log C_b)$

$$pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a + \log C_b)$$

## Oxydo Reduction

### الأكسدة و الأرجاع

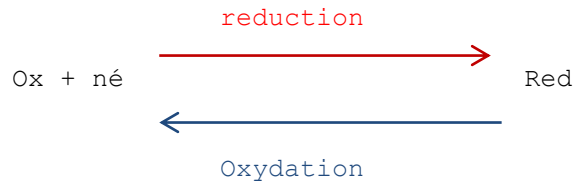
#### 1- تعاريف

**Un oxydant** : est une espèce susceptible de gagner un ou des électrons.

**مؤكسد:** هو عنصر قادر على اكتساب إلكترون واحد أو أكثر.

**Un réducteur** : est une espèce susceptible de perdre un ou des électrons.

**المرجع:** هو عنصر قادر على فقدان إلكترونًا واحدًا أو أكثر.



نقول عن Ox et Red أنهما مترافقان ويشكلان الثنائية Ox/Red و يسمى الزوج أو الثنائية الأكسدة و الأرجاع

**Oxydation** : l'oxydation est une perte d'électrons.  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1e^-$

**الأكسدة:** الأكسدة هي فقدان الإلكترونات

**Réduction** : la réduction est un gain d'électrons.  $\text{Fe}^{3+} + 1e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

**الاختزال (الأرجاع):** الاختزال هو كسب الإلكترونات

الذي يفقد الإلكترونات هو عامل الاختزال Red و الذي يكتسب الإلكترونات هو عامل الأكسدة Ox

لكي يكون هناك تبادل للإلكترونات، يجب أن يغير عنصر مكون واحد على الأقل من النوع رقم الأكسدة الخاص به.

#### 2- رقم الأكسدة (no) Nombre d'oxydation

يتوافق عدد الأكسدة (أو درجة الأكسدة) للذرة مع الاختلاف في إلكترونات التكافؤ بين الذرة المعزولة والذرة عند تكوين

المبنى، وتعتبر جميع الروابط أيونية بحتة. ونرمز له بـ **no**

✓ مجموع أعداد الأكسدة يساوي شحنة النوع.

✓ عدد أكسدة الذرة في جزيء واحد هو صفر.

✓ عدد أكسدة ذرة أو جزيء متعادل يساوي صفرًا.

✓ عدد أكسدة أيون أحادي أو متعدد الذرات يساوي شحنته.

✓ المجموع الجبري لأعداد أكسدة الذرات في الجزيء يساوي صفرًا.



✓ المجموع الجبري لأعداد الأكسدة في أيون مركب يساوي شحنته.

## 1.2.1. Généralisation تعميم

في الغالبية العظمى من المركبات.  $\text{no (H)} = +I$  et  $\text{no (O)} = -II$ . نستنتج  $\text{no}$  للذرات الأخرى باستخدام مبدأ أن مجموع أعداد الأكسدة يساوي شحنة العنصر.

Exemple:

ion hydrogénosulfate  $\text{HSO}_4^-$

$\text{no (S)} + \text{no (H)} + 4 \times \text{no (O)} = -1$  Soit  $\text{no(S)} + 1 - 8 = -1$  D'où  $\text{no (S)} = +VI$ .

## 2.2. Exception استثناء

Exemple:

$\text{H}_2\text{O}_2$   $\text{no (H)} = +I$ ,  $\text{no (O)} = -I$ ,  $\text{NaH}$   $\text{no (Na)} = +I$ ,  $\text{no (H)} = -II$ .

وفقاً للمركب الذي يعتبر فيه العنصر ، يمكن أن يأخذ العديد من القيم  $\text{no}$

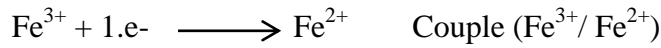
no	-III	-II	-I	0	+I	+II	+III	+IV	+V
Azote (N)	$\text{NH}_3$ $\text{NH}_4^+$	$\text{H}_2\text{N-NH}_2$	$\text{H}_2\text{N-OH}$	$\text{N}_2$	$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}$	$\text{HNO}_2, \text{NO}_2$	$\text{NO}_2$	$\text{HNO}_3$

- عندما يزداد  $\text{no}$  لعنصر ما، فإنه خضع للأكسدة (وبالتالي يفقد الإلكترونات).
- عندما يتناقص  $\text{no}$  لعنصر ما، فإنه خضع للإرجاع (لذلك يكتسب إلكترونات).
- القيمة المطلقة لتغير  $\text{no}$  في تساوي عدد الإلكترونات المنقولة.

## 3- تفاعلات الأكسدة و الأرجاع

### 3.1- الحصول على معادلات نصف الأكسدة والاختزال

- ✓ موازنة العنصر الكيميائي المؤكسد أو المختزل.
- ✓ موازنة عنصر الأكسجين O مع جزيئات الماء.
- ✓ موازنة عنصر الهيدروجين H مع أيونات  $\text{aq (H}^+)$  (أو  $\text{H}_3\text{O}^+$ ).
- ✓ موازنة الشحنة (التعادل الكهربائي لنصف التفاعل) بالإلكترونات.

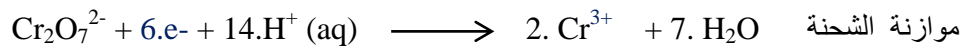
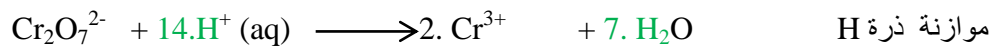
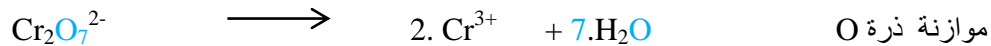
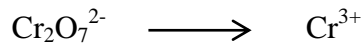


(+III)                      (+II)



2x (0)                      2x (-I)

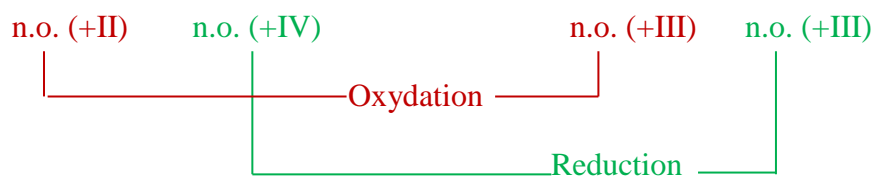
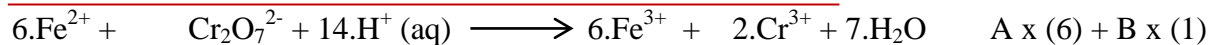
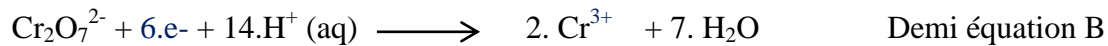
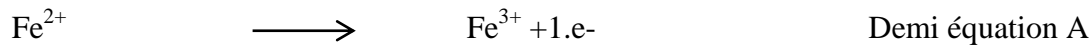
Dans les deux demi-réactions le no diminue donc on a une réduction.



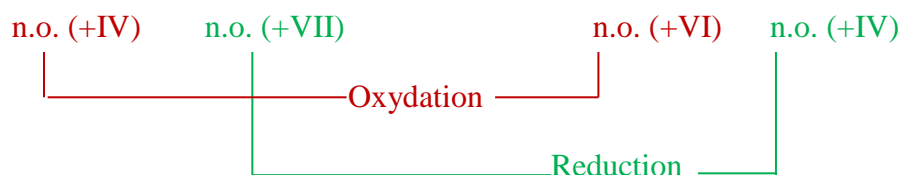
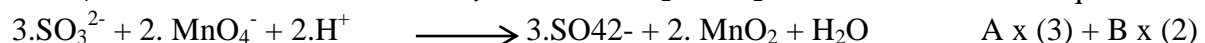
### 2.3 - موازنة تفاعلات الأكسدة والاختزال

#### 2.3. 1- موازنة تفاعلات الأكسدة والاختزال في وسط حمضي

مثال 1 تفاعل أكسدة أيونات الحديد بواسطة  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

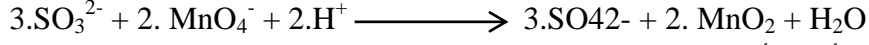


مثال 2

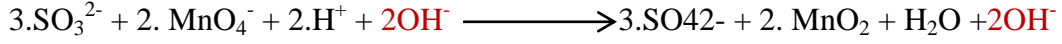


### 3.2.2- موازنة تفاعلات الأكسدة والاختزال في وسط قاعدي

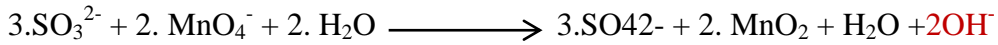
✓ الخطوة 1: كتابة نصف معادلة الزوج في وسط حمضي.



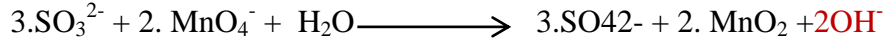
✓ الخطوة 2: إضافة أيونات  $\text{OH}^-$  على طرفي المعادلة هناك أيونين  $\text{H}^+$  على اليسار ، لذلك يجب إضافة 2 أيونات  $\text{OH}^-$  إلى اليمين واليسار.



✓ الخطوة 3: إظهار جزيئات الماء



يوجد جزيئين ماء على اليسار وجزيء ماء واحد على اليمين ، وعلينا تبسيط هذه المعادلة بإزالة جزيء ماء واحد من كل جانب



### 4- كمون الأكسدة و الأرجاع

البطارية البطارية عبارة عن مولد كهربائي ناتج عن الارتباط بواسطة تقاطع إلكتروني (جسر ملح ، جدار مسامي ، إلكتروليت مثبت في هلام ، إلخ) ل (2) نصف خليتين . كل نصف خلية هي موقع أكسدة أو اختزال .

نصف الخلية هي المجموعة المكونة من النوعين OX و Red لزوجين من الأكسدة والاختزال في اتصال مع موصل (قد يكون الموصل أحد الأنواع OX و Red يسمى الموصل الذي يضمن الاتصال مع الدائرة الخارجية بالإنكترود .

#### أمثلة

- شريحة فضية مغمورة في محلول يحتوي على أيونات  $\text{Ag}^+$
- شريحة نحاسية مغمورة في محلول يحتوي على أيونات النحاس  $\text{Cu}^{2+}$ .
- نصل الزنك مغمورة في محلول يحتوي على أيونات الزنك  $\text{Zn}^{2+}$
- سلك بلاتيني مغمور في محلول يحتوي على أيونات  $\text{Fe}^{2+}$  و  $\text{Fe}^{3+}$

Oxydation

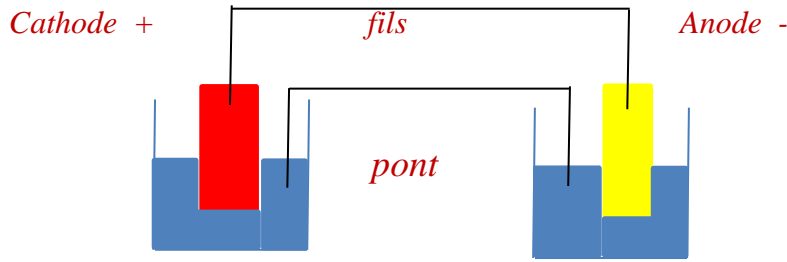
Anode

Dans une Pile

Electrode

reduction

Cathode



Demi pile

Demi pile

جسر الملح عبارة عن محلول هلامي من KCl و أيونات  $K^+$  و  $Cl^-$  خاملة كيميائيًا ، ولا تتدخل في تفاعل الأكسدة والاختزال الذي يمثل مصدر الطاقة الكهربائية.

#### 1.2.4 - تعريف كمون الأكسدة والأرجاع

يرمز لكمون الأكسدة والاختزال للزوجين ب E ، وتسمى أيضًا كمون القطب أو كمون الأكسدة والاختزال ، تساوي القوة المحركة f.e.m للبطارية حيث:  
 نصف خلية هي تلك الخاصة بزوج الأكسدة والاختزال. نصف الخلية الآخر عبارة عن نصف خلية مرجعية تسمى قطب هيدروجين قياسي (ESH).  
 قطب الهيدروجين القياسي (ESH) : صفيحة من البلاتين مغمورة في محلول عند درجة الحموضة = 0 pH=0 مخفف ، وفيه فقاعات هيدروجين  $H_2$  الغازي عند ضغط 1 بار

#### 2.2.4. الكمون القياسي $E_0$

هو كمون الأكسدة والاختزال عندما تكون جميع مكونات نصف الخلية زوج الأكسدة والاختزال في حالتها القياسية.

حسب الاصطلاح ، ولأي درجة حرارة ،  $E^0(H^+(aq)/H_2(g)) = 0V$  ،

Ox/Red	$F_2/F^-$	$H_2O/H_2O_2$	$MnO_4^-/Mn^{2+}$	$Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$	$O_2(g)/H_2O$	$H^+/H_2$	$Pb^{2+}/Pb$	$Ni^{2+}/Ni$
$E^0$	2.87	1.77	1.51	1.33	1.23	0	-0.13	-0.26

Tableau : Quelques exemples des potentiel standard

#### 3.2.4. معادلة Formule de Nernst

هي عبارة عن علاقة تسمح بالحصول، عن طريق الحساب ، إلى قيمة كمونات الأكسدة والاختزال للزوجين في ظل ظروف معينة



$$E_{ox} = E_{ox}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[ox]^a}{[red]^b}$$

$E_{Ox/Red}^0$  : Potentiel standard.

R : Constante des gaz parfait. 8,314 J/K/mol.

T : Température en Kelvin.

n : Nombre d'électrons échangés.

F : Constante de Faraday 1F = 96500 C /mol.

[Ox] : Concentration de l'oxydant.

[Red] : Concentration du réducteur.

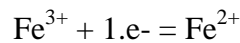
A 25°C (298K)

$\ln(x) = \ln 10 \times \log(x) \approx 2,3 \times \log(x)$ . L'équation devient :

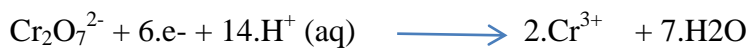
$$E_{ox} = E_{ox}^0 + \frac{0.059}{n} \log \frac{[ox]^a}{[red]^b}$$

$$E_{ox} \approx E_{ox}^0 + \frac{0.06}{n} \log \frac{[ox]^a}{[red]^b}$$

Exemples :



$$E_{ox} \approx E_{ox}^0 + \frac{0.06}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$



$$E \approx E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}}^0 + \frac{0.06}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}][H^+]^{14}}{[Cr^{3+}]^2}$$

3.4. تطبيق قانون نيرنست على بطارية دانييل

$$E_{Zn/Zn^{2+}}^0 = -0,76 V$$

$$E_{Cu/Cu^{2+}}^0 = +0,34 V$$

$$E_{Cu/Cu^{2+}}^0 > E_{Zn/Zn^{2+}}^0$$

Donc l'oxydation à l'anode  $\ominus$  :  $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2.e^-$

Et la réduction à la cathode  $\oplus$  :  $Cu^{2+} + 2.e^- \longrightarrow Cu$

L'équation de Nernst :

$$E_{Cu/Cu^{2+}} = E_{Cu/Cu^{2+}}^0 + \frac{0.06}{2} \log Cu^{2+}$$

$$E_{Cu/Cu^{2+}} = 0.34 + \frac{0.06}{2} \log Cu^{2+}$$

$$E_{Zn/Zn^{2+}} = E_{Zn/Zn^{2+}}^0 + \frac{0.06}{2} \log Zn^{2+}$$

$$E_{Zn/Zn^{2+}} = -0.76 + \frac{0.06}{2} \log Zn^{2+}$$

4 . 3 . 1 . القوة الكهرومحرركة (f.e.m) .La force électromotrice

القوة الدافعة الكهربائية هي الفرق بين كمون تفاعل الاختزال و كمون تفاعل الأكسدة ، أو كمون تفاعل الكلي للأكسدة والاختزال .



$$E_+ = E_+^0 + \frac{0.059}{n} \log \frac{[ox1]^a}{[red1]^b}$$

$$E_- = E_-^0 + \frac{0.059}{n} \log \frac{[ox2]^d}{[red2]^c}$$



$$f.e.m = E_+ - E_- = E_+^0 + \frac{0.059}{n} \log \frac{[ox1]^a}{[red1]^b} - E_-^0 - \frac{0.059}{n} \log \frac{[ox2]^d}{[red2]^c}$$

$$f.e.m = E_+^0 - E_-^0 + \frac{0.059}{n} \log \frac{[ox1]^a [red2]^c}{[red1]^b [ox2]^d}$$

4 . 3 . 2 . ثابت توازن الأكسدة والأرجاع

عند التوازن ، تتوقف البطارية عن العمل :  $\Delta E = 0$



$$K = \frac{[red1]^b [ox2]^d}{[red2]^c [ox1]^a}$$

$$\Delta E = E_+^0 - E_-^0 + \frac{0.059}{n} \log \frac{[ox1]^a [red2]^c}{[red1]^b [ox2]^d} = 0$$

$$\Delta E = E_+^0 - E_-^0 - \frac{0.059}{n} \log K = 0$$

$$\Delta E^0 = E_+^0 - E_-^0$$

$$\Delta E^0 = E_+^0 - E_-^0$$

$$\longrightarrow \Delta E^0 = \frac{0.059}{n} \log K$$

$$\log K = \frac{n\Delta E^0}{0.059}$$

$$K = 10^{\frac{n\Delta E}{0.059}} \quad \text{Constante d'équilibre}$$